بسم الله الرّحمن الرّحيم

شیمی (۲)

و آزمایشگاه

ساختار، واکنش‌پذیری و رابطهٔ میان آنها

سال دوم دبیرستان

رشته‌های علوم تجربی ـ ریاضی و فیزیک

عنوان و نام پدیدآور : شیمی (۲) و آزمایشگاه، ساختار،واکنش‌پذیری و رابطهٔ میان آنها :سال دوم دبیرستان رشته‌های علوم‌تجربی ـ ریاضی و فیزیک [کتاب‌های درسی] ۲۲۷/۱/ مؤلفان : منصور عابدینی، ... [و دیگران]؛ برنامه‌ریزی محتوا و نظارت بر تألیف :دفتر تألیف کتاب‌های درسی ابتدایی و متوسطه نظری؛ ویراستار علمی حسن حذرخانی، سازمان پژوهش و برنامه‌ریزی آموزشی.

مشخصات نشر : تهران : شرکت چاپ و نشر کتاب‌های درسی ایران، ۱۳۹۴.

مشخصات ظاهری : [۱۲۰] ص. : مصور(بخشی رنگی)، جدول ، نمودار ، عکس

شابک : 9-1398-05-964

وضعیت فهرست‌نویسی : فیپا

یادداشت : مؤلفان : منصور عابدینی، علی سیّدی‌اصفهانی، بهرام قنبری و نعمت‌اللّه ارشدی

یادداشت : واژه‌نامه

موضوع : شیمی ــ راهنمای آموزشی (متوسطه)

موضوع : شیمی ــ آزمایش‌ها ــ راهنمای آموزشی (متوسطه)

موضوع : شیمی ــ پرسش‌ها و پاسخ‌ها (متوسطه)

موضوع : شیمی ــ آزمایش‌ها ــ پرسش‌ها و پاسخ‌ها (متوسطه)

شناسهٔ افزوده : عابدینی، منصور، ۱۳۱۴ـ

شناسهٔ افزوده : حذرخانی، حسن، ویراستار

شناسهٔ افزوده : سازمان پژوهش و برنامه‌ریزی آموزشی، ادارهٔ کل نظارت بر نشر و توزیع مواد آموزشی

شناسهٔ افزوده : سازمان پژوهش و برنامه‌ریزی آموزشی، دفتر تألیف کتاب‌های درسی ابتدایی و متوسطه نظری

شناسهٔ افزوده : شرکت چاپ و نشر کتاب‌های درسی ایران

رده‌بندی دیویی : ۲۲۷/۱ ک ۳۷۳

شماره کتاب‌شناسی ملی : ۲۷۱۳۴۸۹

۱۳۹۴

محتوای این کتاب تا پایان سال تحصیلی ۹۶ - ۱۳۹۵ تغییر نخواهد کرد.

وزارت آموزش و پرورش

سازمان پژوهش و برنامه‌ریزی آموزشی

برنامه‌ریزی محتوا و نظارت بر تألیف : **دفتر تألیف کتاب‌های درسی ابتدایی و متوسطه نظری**

نام کتاب : **شیمی (۲) و آزمایشگاه ـ ۲۲۷/۱**

مؤلفان : **منصور عابدینی، علی سیّدی اصفهانی، بهرام قنبری و نعمت‌اللّه ارشدی**

بازنگری و اصلاح : **سیف‌اله جلیلی، حسن حذرخانی، علیرضا عابدین و زیرنظر شورای برنامه‌ریزی**

ویراستار علمی : **حسن حذرخانی**

آماده‌سازی و نظارت بر چاپ و توزیع : **ادارهٔ کلّ نظارت بر نشر و توزیع مواد آموزشی**

تهران : خیابان ایرانشهر شمالی ـ ساختمان شمارهٔ ۴ آموزش و پرورش(شهید موسوی)

تلفن : ۹ـ ۸۸۸۳۱۱۶۱ ، دورنگار : ۸۸۳۰۹۲۶۶ ، کد پستی : ۱۵۸۴۷۴۷۳۵۹ ،

وب‌سایت : **www.chap.sch.ir**

مدیر امور فنی و چاپ : **سیّداحمد حسینی**

رسام : **مریم دهقان‌زاده**

طراح جلد : **مریم کیوان**

صفحه‌آرا : **شهرزاد قنبری**

حروفچین : **فاطمه باقری‌مهر**

مصحح : **فاطمه گیتی جبین ، زهرا رشیدی‌مقدم**

امور آماده‌سازی خبر : **زینت بهشتی‌شیرازی**

امور فنی رایانه‌ای : **حمید ثابت‌کلاچاهی، پیمان حبیب‌پور**

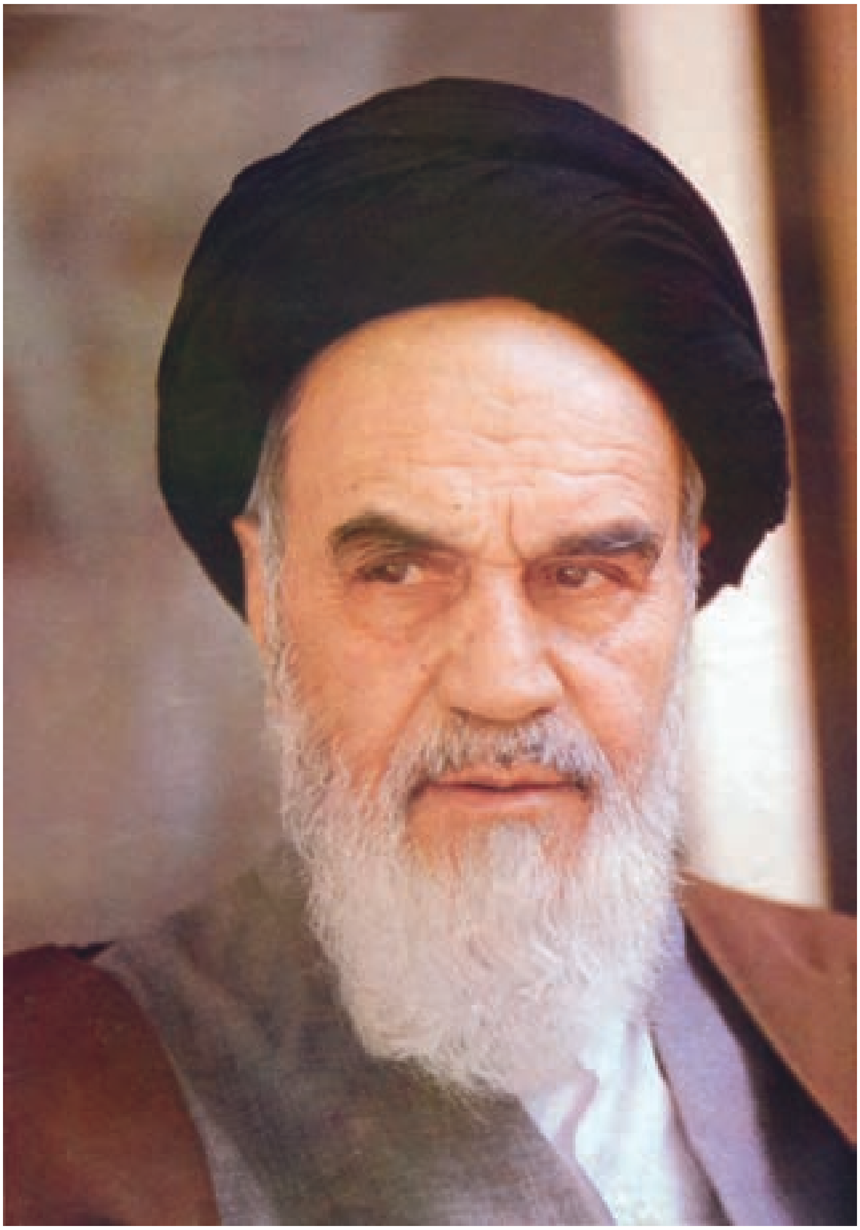
ناشر : **شرکت چاپ و نشر کتاب‌های درسی ایران : تهران ـ کیلومتر ۱۷ جادهٔ مخصوص کرج ـ خیابان ۶۱ (دارو پخش)**

تلفن : ۵ ـ ۴۴۹۸۵۱۶۱، دورنگار : ۴۴۹۸۵۱۶۰، صندوق پستی : ۱۳۹ـ ۳۷۵۱۵

چاپخانه : **شرکت چاپ و نشر کتاب‌های درسی ایران «سهامی خاص»**

سال انتشار و نوبت‌چاپ : **چاپ چهاردهم ۱۳۹۴**

شابک ۹-۱۳۹۸-۰۵-۹۶۴ ISBN 964-05-1398-9



من در این‌جا به جوانان عزیز کشورمان، به این سرمایه‌ها و ذخیره‌های عظیم الهی و به این گل‌های معطر و نوشکفتهٔ جهان اسلام سفارش می‌کنم که قدر و قیمت لحظات شیرین زندگی خود را بدانید و خودتان را برای یک مبارزهٔ علمی و عملی بزرگ تا رسیدن به اهداف عالی انقلاب اسلامی آماده کنید.

امام خمینی(رحمة‌اللّه‌علیه)

فهرست

سخنی با شما دانش‌آموز عزیز

کتابی که پیش روی شماست مجموعه‌ای شامل پنج بخش مهم از دانش شیمی است. بخش‌هایی که اصل ساختار، واکنش‌پذیری و رابطهٔ میان آنها، وجه مشترک مفاهیم بیان شده در آنهاست. در تألیف این کتاب تلاش شده است تا از طریق ارائهٔ فعالیت‌های ذهنی و عملی متعدد و بیان برخی مطالب جذاب و انگیزاننده، زمینه برای درک عمیق مفاهیم ارائه شده در هر بخش فراهم آید. اگرچه مفاهیم موجود در این کتاب کم شمار است ولی مشارکت فعال شما در فعالیت‌های فردی یا گروهی درون یا برون کلاسی و ارائهٔ دستاوردهای آنها در کلاس می‌تواند محتوای کتاب را هرچه بیشتر پربار کند. درواقع طی سال تحصیلی انتظار می‌رود که شما از طریق همکاری با هم‌کلاسی‌ها و معلم گرانقدرتان افزون بر محتوای موجود در کتاب، محتوایی فراگیرتر و کامل‌تر تولید کنید و به این ترتیب با مشارکت فعال در فرایند یاددهی ـ یادگیری در کنار فراگیری دانش لازم در این سطح، بار دیگر تلاش کنید تا به‌جای یادگیری تعداد کمی مفاهیم علمی از پیش تعریف شده، یادگیری روش یادگیری را سرلوحهٔ کار خود قرار دهید. امید است چنین کنید.

در ضمن یادآور می‌شود که رویکرد انتخاب شده برای ارائه محتوی در بخش ۵،رویکرد زمینه محور است.در این رویکرد حفظ کردن نام و ساختار ترکیب‌های آلی جزو هدف‌های برنامه درسی نیست.هرچند که تدریس و یادگیری همهٔ مطالب ارائه شده در کتاب الزامی است ولی به معلمان محترم توصیه شده است فقط در ارزشیابی‌های درون کلاسی (ارزشیابی مستمر) از بخش‌های بیشتر بدانید و آزمایش کنید پرسش مطرح کنند و از طرح سؤال‌های دانشی که شامل حفظ کردن نام و ساختار ترکیب‌های آلی است، اجتناب کنند. همچنین استفاده از ماشین حساب ساده و جدول تناوبی عنصرها در امتحان‌های پایانی این درس مانعی ندارد.

گروه شیمی دفتر تألیف کتاب‌های درسی ابتدایی و متوسطه نظری

از اظهارنظر شما عزیزان پیرامون ساختار و محتوای این کتاب به گرمی استقبال می‌کند و

در پایگاه اینترنتی خود به آدرس

chemistry-dept.talif.sch.ir

چشم انتظار ارائه آنها می‌ماند.

معلمان محترم، صاحب نظران، دانش آموزان عزیز و اولیای آنان می توانند نظر اصلاحی خود را درباره مطالب

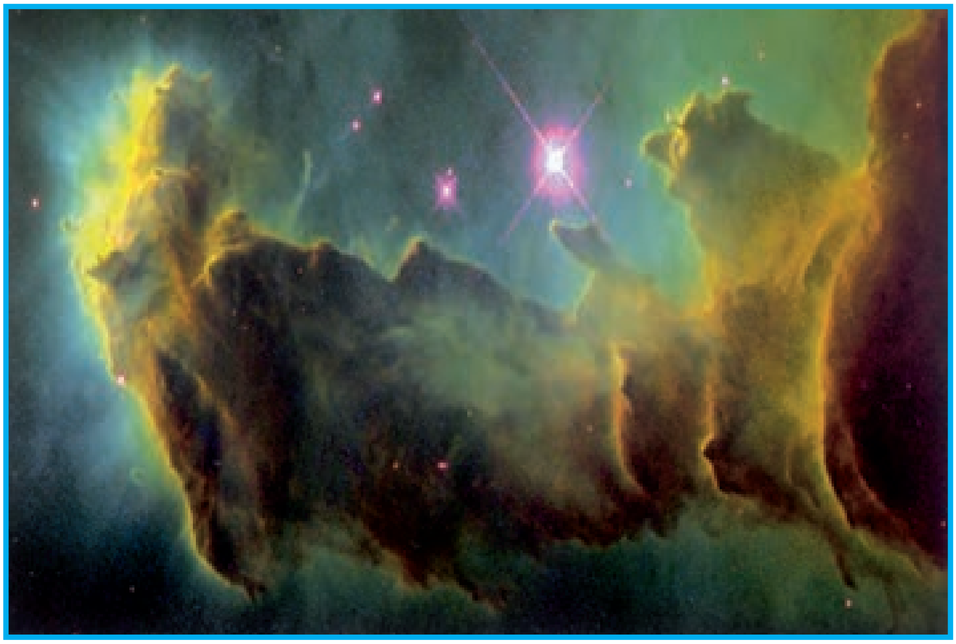
این کتاب از طریق نامه به نشانی تهران - صندوق پستی ۱۵۸۵۵/۳۶۳ - گروه درسی مربوط و یا پیام نگار (Email)

talif@talif.sch.ir ارسال نمایند.

دفتر تألیف کتاب های درسی ابتدایی و متوسطه نظری

بخش ۱

ساختار اتم



آیا تا به حال شب هنگام و در سکوت تفکر برانگیز آن به آسمان، ماه و ستارگان چشم دوخته‌اید؟ شاید با این نگاه، این پرسش ها که «جهان چگونه به‌وجود آمده است؟»، «ما در کجای این جهان بی‌انتها قرار داریم؟» و «آیا جای دیگری در این گیتی هست که مانند زمین، زندگی در آن میسّر باشد؟» به ذهن شما راه یابد و یافتن پاسخ آنها دغدغهٔ وجودتان شود. دغدغه‌ای که هزاران سال انسان متفکر را به خود مشغول کرده است . دغدغه‌ای که کلید کشف اسرار آفرینش است و انسان را ناخودآگاه به درنگ و تأمل در آن وادار می کند.

شاید یکی از راه‌های یافتن پاسخی قانع کننده برای همهٔ این پرسش‌ها، مطالعه و بررسی عنصرهای سازندهٔ جهان باشد. مطالعاتی که دانش شیمی نقش بسیار مهمی در آن دارد.

بیشتر بدانید

اکسیژن، سیلیسیم، آلومینیم، آهن، کلسیم، سدیم، پتاسیم و منیزیم به ترتیب هشت عنصر فراوان در پوستهٔ زمین هستند. نهمین عنصر فراوان که کمتر از یک درصد از عنصرهای سازندهٔ پوستهٔ زمین را تشکیل می‌دهد، هیدروژن است. این درحالی است که در کل هستی ۹۲درصد از اتم‌های موجود را اتم‌های هیدروژن تشکیل می‌دهند. از هشت درصد باقیمانده هفت درصد به اتم‌های هلیم و تنها یک درصد به اتم دیگر عنصرها تعلق می‌گیرد. از این داده‌ها می‌توان چنین نتیجه گرفت که زمین از عنصرهایی غنی شده است که در ساختار جهان هستی سهم بسیار اندکی دارند. اکنون این پرسش به ذهن می‌آید که «چرا و چگونه این عنصرها در گیتی تا این اندازه ناهمگون توزیع شده‌اند؟»

دلیل این توزیع ناهمگون را باید در هنگام تولد جهان و پس از آن، پیدایش زمین جست و جو کرد. دانشمندان بر این باورند که جهان حدود ۱۵میلیارد سال پیش بر اثر یک انفجار بزرگ به وجود آمده است. یعنی هنگامی که یک تودهٔ بسیار متراکم و به شدت داغِ ساخته شده از ذره های بنیادی بر اثر یک نیروی غیرقابل تصور، از هم پاشیده است. در این انفجار بزرگ اتم‌های هیدروژن ، نخستین اتم‌هایی بوده‌اند که به هستی پانهاده اند.

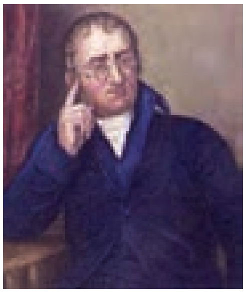
هزاران میلیون سال بعد، آن‌هم در برخی نقاط کیهان، از گردهمایی و فشرده‌شدن تدریجی اتم‌های هیدروژن ستاره‌ها متولد شدند. ستارگانی که هر روز گرم‌تر می‌شدند و در دمای بسیار بالای آنها، ابتدا شرایط برای تشکیل اتم‌های هلیم و سپس برای تولید عنصرهای سبک بعدی مهیا می‌شد. در این مسیر، گاه ستاره‌ای بسیار چگال‌تر و بسیار گرم‌تر می‌شد و مکانی برای تشکیل عنصرهای سنگین فراهم می‌آورد. این ستارگان جرمی بسیار بیشتر از خورشید داشتند و پس از چند میلیون سال نورافشانی و گرما بخشی، پایداری خود را از دست داده با انفجاری مهیب متلاشی می‌شدند. به این ترتیب اتم‌های سنگینِ تولید شده بر اثر این انفجار در سرتاسر گیتی پراکنده شدند. این عنصرهای سنگین مادهٔ اولیهٔ مورد نیاز برای تولد دومین نسل از ستارگانی را فراهم آوردند که تصور می‌شود سامانهٔ خورشیدی حدود ۴/۵ میلیارد سال پیش از ستاره‌ای متعلق به همین نسل به‌وجود آمده باشد. ستارهٔ غول‌آسایی که پس از فروپاشی، عمدهٔ ویژگی‌های خود را در ستارهٔ کوچک و جوانی چون خورشید به امانت گذاشت و زمین که قطعهٔ بسیار کوچکی از آن بود، تنها حدود۹۰عنصر سبک و سنگین ساخته شده در آن ستاره را به ارث برد. ضمن آن‌که در هستهٔ به‌شدت داغ خود نیز اندکی از گرمای آن ستارهٔ مادر را به یادگار نگاه داشته است.

مطالعهٔ ساختار ماده ، تلاشی به قدمت تاریخ

مطالعه روی عنصرها به حدود ۲۵۰۰ سال پیش برمی‌گردد. زمانی که تالس فیلسوف یونانی **آب** را عنصر اصلی سازندهٔ جهان هستی می‌دانست. دویست سال پس از او ارسطو سه عنصر هوا، خاک و آتش را به عنصر پیشنهادی تالس افزود و این چهار عنصر را عنصرهای سازندهٔ کاینات اعلام کرد. این دیدگاه تا دو هزار سال بعد نیز مورد پذیرش بود تا این که در سال ۱۶۶۱ میلادی رابرت بویل دانشمند انگلیسی با انتشار کتابی با عنوان **شیمی‌دان شکّاک** مفهوم تازه‌ای از عنصر را معرفی کرد. وی در این کتاب ضمن معرفی

عنصر به‌عنوان ماده‌ای که نمی‌توان آن را به مواد ساده‌تری تبدیل کرد، شیمی را علمی تجربی نامید و از دانشمندان خواست که افزون بر مشاهده کردن، اندیشیدن و نتیجه‌گیری کردن که هر سه ابزار یونانیان در مطالعهٔ طبیعت بود، به پژوهش‌های عملی نیز اقدام کنند. توصیهٔ او مورد توجه قرار گرفت و در سال ۱۸۰۳ جان دالتون شیمی‌دان انگلیسی با نظریهٔ اتمی خود گام مهمی برای مطالعهٔ ماده و ساختار آن برداشت.

دالتون با استفاده از واژهٔ یونانی اتم که به معنای تجزیه ناپذیر است، ذره‌های سازندهٔ عنصرها را توضیح داد. این دیدگاه که همهٔ مواد از ذره‌های کوچک و تجزیه ناپذیری به نام اتم ساخته شده‌اند، نخستین بار ۲۵۰۰ سال پیش توسط دموکریت فیلسوف یونانی مطرح شده بود، اما دالتون با اجرای آزمایش‌های بسیار از نو به آن دست یافت. وی نظریهٔ اتمی خود را در هفت بند و به شرح زیر بیان کرد:


جان دالتون
(۱۷۶۶_۱۸۴۴)

۱ـ ماده از ذره‌های تجزیه‌ناپذیری به نام اتم ساخته شده است.

۲ـ همهٔ اتم‌های یک عنصر مشابه یک‌دیگرند.

۳ـ اتم‌ها نه به‌وجود می‌آیند و نه از بین می‌روند.

۴ـ اتم عنصرهای مختلف جرم و خواص شیمیایی متفاوتی دارند.

۵ ـ اتم عنصرهای مختلف به هم متصل می‌شوند و مولکول‌ها را به‌وجود می‌آورند.

۶ ـ در هر مولکول از یک ترکیب معین، همواره نوع و تعداد نسبی اتم‌های سازندهٔ آن یکسان است.

۷ـ واکنش‌های شیمیایی شامل جابه‌جایی اتم‌ها یا تغییر در شیوهٔ اتصال آنها در مولکول‌هاست. در این واکنش‌ها اتم‌ها خود تغییری نمی‌کنند.

اگر چه امروز می‌دانیم که اتم‌ها خود از ذره‌های کوچک‌تری (ذره‌های زیر اتمی) ساخته شده‌اند و همهٔ آن ویژگی‌هایی را ندارند که دالتون برای آنها برشمرده بود ولی هنوز هم باور داریم که اتم کوچک‌ترین ذرهٔ یک عنصر است که خواص شیمیایی و فیزیکی عنصر یاد شده به ویژگی‌های آن بستگی دارد. به هرحال نظریهٔ اتمی دالتون علی‌رغم نارسایی‌ها و ایرادهایی که داشت به نقطهٔ آغازی برای مطالعهٔ دقیق‌تر و عمیق‌تر ساختار و رفتار (خواص) ماده تبدیل شد.

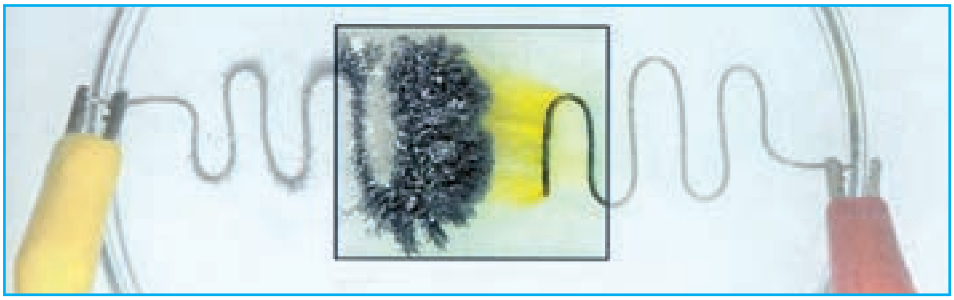
الکترون نخستین ذرهٔ زیر اتمی شناخته شده

شاید بتوان گفت که اجرای آزمایش‌های بسیاری با الکتریسیته، مقدمه‌ای برای شناخت ساختار درونی اتم بوده است. در آغاز قرن نوزدهم میلادی، پس از کشف الکتریسیتهٔ ساکن یا مالشی، به این نکته پی برده شد که بارهای الکتریکی مثبت یا منفی ایجاد شده به هنگام مالیدن یک جسم روی جسم دیگر، از جایی نمی‌آیند و پیدایش آنها به خود ماده و شاید به اتم‌های سازندهٔ آن مربوط می‌شود.



مایکل فارادی
(۱۷۹۱ـ۱۸۶۷)

مایکل فارادی دانشمند معروف انگلیسی مشاهده کرد که به هنگام عبور جریان برق از درون محلول یک ترکیب شیمیایی فلزدار ـ روشی که به آن برقکافت می گویند ـ یک واکنش شیمیایی در آن به‌وقوع می‌پیوندد. فیزیک دان ها برای توجیه این مشاهده ها برای الکتریسیته ذره‌ای بنیادی پیشنهاد کردند و آن را **الکترون** نامیدند. اما، در آن زمان به وجود رابطه‌ای میان اتم و الکترون پی برده نشد.

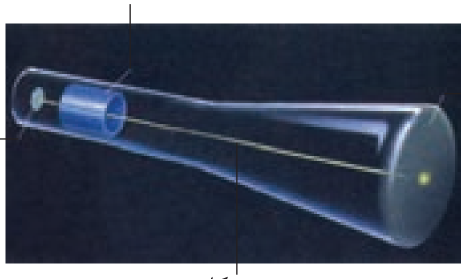


برقکافت، یک واکنش شیمیایی است که با عبور جریان برق از درون یک محلول به وقوع می‌پیوندد.
اجرای چنین آزمایش‌هایی توسط فارادی در قرن ۱۹ به کشف الکترون منجر شد.
این تصویر، برقکافت محلول قلع (II) کلرید در آب را نشان می‌دهد.

جورج استونی فیزیک‌دان ایرلندی در سال ۱۸۹۱ ذره‌های حمل کنندهٔ جریان برق را **الکترون** نامید.

همچون دانشمندان

لولهٔ پرتوی کاتدی لوله‌ای شیشه‌ای است که تقریباً همهٔ هوای درون آن به کمک پمپ خلأ خارج شده است. در دو انتهای این لوله یک قطعه فلز نصب شده است که به آن **الکترود** می گویند. هنگامی که یک ولتاژ بسیار قوی بین این دو الکترود اِعمال شود، پرتوهایی از الکترود منفی (کاتد) به سمت الکترود مثبت (آند) جریان می‌یابد. بنابراین به آنها **پرتوهای کاتدی** می گویند. این پرتوها بر اثر برخورد با یک مادهٔ فلوئورسنت، نور سبز رنگی ایجاد می کنند.



فلوئورسنت به ماده‌ای با خاصیت فلوئورسانس گفته می‌شود. فلوئورسانس ازجمله خواص فیزیکی برخی مواد شیمیایی است. مواد دارای این خاصیت نور با طول موج (رنگ؛ اگر طول موج در ناحیهٔ مرئی باشد) معینی را جذب می کنند و به‌جای آن نور با طول موج بلندتری را منتشر می‌سازند. تابش این نور با قطع شدن منبع نور قطع می‌شود.
روی سولفید (ZnS) ازجمله مهم‌ترین مواد فلوئورسنت است که در تولید لامپ تلویزیون و نمایشگرها کاربرد دارد.
تخلیه الکتریکی هنگامی رخ می‌دهد که بدون اتصال مستقیم بین دو جسم، الکترون ها از یکی به دیگری منتقل شود. شرط این جابه‌جایی اختلاف پتانسیل بالا است.

با دقت به شکل های صفحهٔ بعد نگاه کنید. هر شکل یکی از آزمایش های جوزف تامسون فیزیک‌دان انگلیسی روی لولهٔ پرتوی کاتدی را نشان می دهد. او که یکی از پیشگامان مطالعهٔ ساختار اتم بوده است، پس از اجرای آزمایش های بسیاری سرانجام موفق شد نسبت بار به جرم الکترون را اندازه گیری کند. در زیر این شکل ها سه نتیجه گیری مهم تامسون



آ) لوله دارای اندکی هوا است.



ب) لوله دارای اندکی گاز هیدروژن است.



پ)کاتد از آهن به مس تغییر یافته است.



ت) میدان الکتریکی در بیرون از لوله برقرار شده است.



جوزف تامسون
(۱۸۵۶ـ۱۹۴۰)

آورده شده است. به‌نظر شما تامسون از چه مشاهده‌هایی به هر یک از این نتیجه‌گیری‌ها دست یافته است؟ پاسخ خود را شرح دهید.

۱ـ پرتوهای کاتدی به خط راست حرکت می‌کنند.

۲ـ پرتوهای کاتدی دارای بارالکتریکی منفی هستند.

۳ـ همهٔ مواد دارای الکترون هستند.

تامسون نسبت بار به جرم (e/m) الکترون را $۱/۷۶ \times ۱۰^{۸}$C/g محاسبه کرد.

C نمادی برای نمایش کولن، یکای SI برای بار الکتریکی است.

جست و جو کنید

در یک فعالیت گروهی تحقیق کنید که پرتوی کاتدی چه کاربردهایی دارد. گزارش این فعالیت را به‌صورت یک روزنامهٔ دیواری به کلاس ارائه دهید.

پس از موفقیت تامسون در اندازه‌گیری نسبت بار به جرم الکترون، در سال ۱۹۰۹ رابرت میلیکان فیزیک‌دان آمریکایی موفق شد مقدار بار الکتریکی الکترون را اندازه بگیرد. به این ترتیب جرم الکترون نیز با کمک نسبت به دست آمده توسط تامسون، محاسبه شد. مقدار پذیرفته شده برای بار و جرم الکترون به ترتیب $۱/۶۰۲ \times ۱۰^{-۱۹}$C و $۹/۱۰۹ \times ۱۰^{-۲۸}$g است.

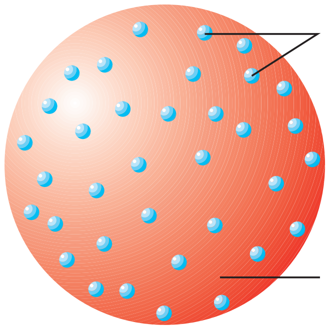
جوزف تامسون به کمک آزمایش‌های خود ضمن اثبات وجود الکترون در اتم و معرفی الکترون به‌عنوان یک ذرهٔ زیر اتمی، موفق شد ساختاری برای اتم پیشنهاد کند، شکل ۱. وی ویژگی‌های اتم خود را این‌چنین برشمرد.

۱ـ الکترون‌ها که ذره‌هایی به بار منفی هستند درون فضای کروی ابرگونه‌ای با بار الکتریکی مثبت، پراکنده شده‌اند.

۲ـ اتم در مجموع خنثی است، بنابراین مقدار بار مثبت فضای کروی ابرگونه با مجموع بار منفی الکترون‌ها برابر است.

۳ـ این ابر کروی مثبت، جرمی ندارد و جرم اتم به تعداد الکترون‌های آن بستگی دارد.

۴ـ جرم زیاد اتم از وجود تعداد بسیار زیادی الکترون در آن ناشی می‌شود.



شکل ۱ مدل اتمی تامسون

از مدل اتمی تامسون با نام‌هایی چون مدل کیک کشمشی یا مدل هندوانه‌ای نیز یاد می‌شود.

پرتوزایی

در حالی که تامسون در آزمایشگاه خود در شهر کمبریج انگلستان روی پرتوهای کاتدی مطالعه می‌کرد، هم زمان کشف بسیار مهمی در فرانسه به‌وقوع پیوست. در سال ۱۸۹۶ هانری بِکرِل فیزیک‌دانی که روی خاصیت فسفرسانس مواد شیمیایی کار می‌کرد به‌طور تصادفی با پدیدهٔ جالبی روبه‌رو شد.

فکر کنید

متن زیر چگونگی کشف بزرگ هانری بکرل را در قالب داستانی کوتاه بیان می‌کند. بادقت آن را بخوانید و سپس به پرسش‌های مطرح شده پاسخ دهید.

هانری سومین نسل از یک خانوادهٔ دانشمند پرور فرانسوی بود. او که افزون بر عشق به کسب دانش، سنگ‌های معدنی و ترکیب‌های شیمیایی آزمایشگاه پدرش ادموند را نیز به‌ارث برده بود، با علاقه‌مندی کار پدرش روی پدیدهٔ فلوئورسانس و فسفرسانس را ادامه داد. در آن زمان هانری با خواندن مقاله‌ای در مورد شیوهٔ تولید پرتوهای X که به‌تازگی توسط رونتگن کشف شده بود، در این اندیشه فرو رفت که شاید مواد دارای خاصیت فلوئورسانس یا فسفرسانس نیز در هنگام نورافشانی چنین پرتوی مرموزی را تابش می‌کنند. از این رو بر آن شد که ترکیب‌هایی برگزیند و در این باره به تحقیق بپردازد. او برای این کار بلورهای ماده‌ای را برای مدتی در برابر نور خورشید قرار می‌داد و بی‌درنگ در محیطی تاریک روی یک فیلم خام عکاسی می‌گذاشت که درون یک پاکت کاغذی تیره بود. پس از چند دقیقه فیلم را برداشته، ظاهر می‌کرد و از روی میزان وضوح تصویر، شدت تابش آن ماده را اندازه می‌گرفت.

روز چهارشنبه ۲۶ فوریه سال ۱۸۹۶ هانری در ادامهٔ آزمایش‌هایش روی فسفرسانس طبیعی

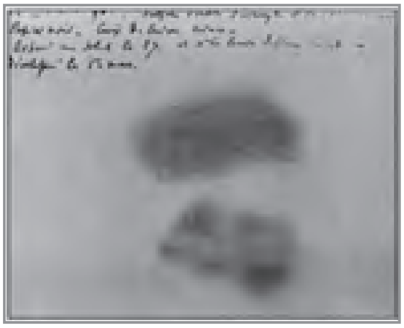


هانری بکرل
(۱۹۰۸ــ۱۸۵۲)

ترکیب‌های اورانیم دارِ پدرش، دو قطعه از بلورهای یکی از این ترکیب‌ها را برداشت و همهٔ وسایل کار خود را آماده کرد. اما، از آنجا که هوای شهر پاریس کاملاً ابری بود، از انجام آزمایش چشم‌پوشی کرد و دو قطعه بلور را همراه با فیلم خام عکاسی در کشوی میز خود گذاشت و چند ساعتی به مطالعه پرداخت. عصر نیز زودتر از همیشه آزمایشگاه را به قصد خانه ترک کرد. وضعیت هوا چند روزی به همین منوال بود و تعطیلات آخر هفته نیز کار را بیشتر به تعویق انداخت.

بامداد روز دوشنبه اول مارس هنگامی که هانری به آزمایشگاه خود پا نهاد، یک باره به یاد بلورهای درون کشوی میز خود افتاد. با عجله سراغ آنها رفت و تصمیم گرفت فیلم درون کشو را ظاهر کند. او با کنجکاوی فیلم را به تاریک‌خانه برد و آن را در محلول ظهور عکس قرار داد. پس از چند دقیقه هیجان‌زده از تاریک‌خانه بیرون آمد، پشت میز کار خود نشست و عبارت‌های زیر را یادداشت کرد:

«دوشنبه اول مارس ساعت ۹/۴۰؛ نتیجهٔ آزمایش روی نمونهٔ شمارهٔ سیزده: با این که آزمایش هایم روی مواد فسفرسانس نشان داده بود که همواره وضوح تصویر پس از چند ثانیه به‌شدت کاهش می‌یابد، اما در این آزمایش برخلاف انتظارم پس از این مدت حضور در تاریکی ایجاد تصویری با این وضوح شگفت‌انگیز به نظر می‌رسد. نمی‌دانم چرا؟ اما فکر می‌کنم که پدیدهٔ تازه‌ای را کشف کرده‌ام.»



فیلم عکاسی بکرل پس از ظهور. دو قطعه بلور آفتاب ندیدهٔ بکرل به وضوح دیده می‌شوند.

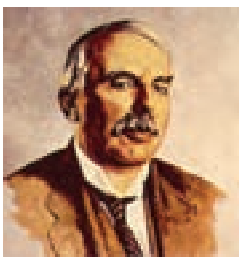
۱ــ هانری مشاهدهٔ یاد شده را چگونه تفسیر کرد که آن را کشف پدیده‌ای تازه نام نهاد؟

۲ــ آیا مشاهدهٔ یاد شده برای این نتیجه‌گیری کافی به‌نظر می‌رسد؟ چرا؟

۳ــ برای افزایش اطمینان به این نتیجه‌گیری چه پیشنهادی به هانری دارید؟

بکرل به‌طور تصادفی به خاصیت مهمی پی برده بود که ماری کوری دانشمند معروف لهستانی آن را پرتوزایی و مواد دارای این خاصیت را **پرتوزا** نام نهاده است.

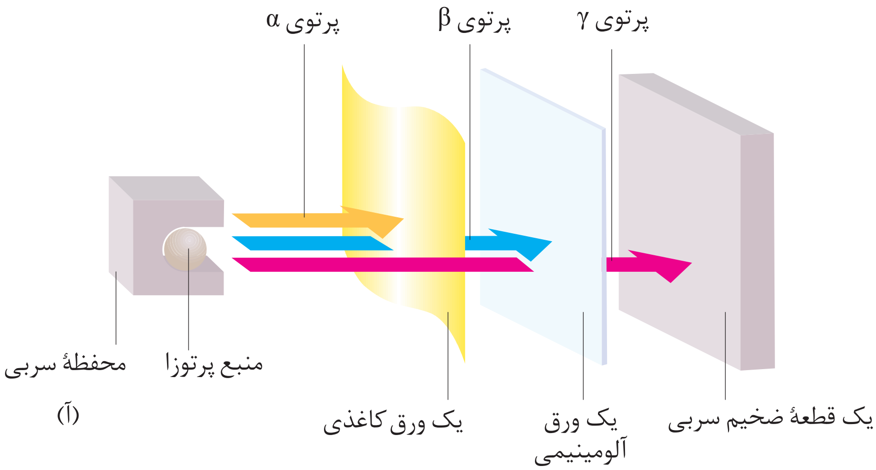
ارنست رادرفورد همکار نیوزلندی جوزف تامسون نیز به این موضوع علاقه‌مند شد و پس از سال‌ها تلاش فهمید، تابشی که بکرل نخستین بار به‌وجود آن پی برده بود، خود ترکیبی از سه نوع تابش مختلف است.



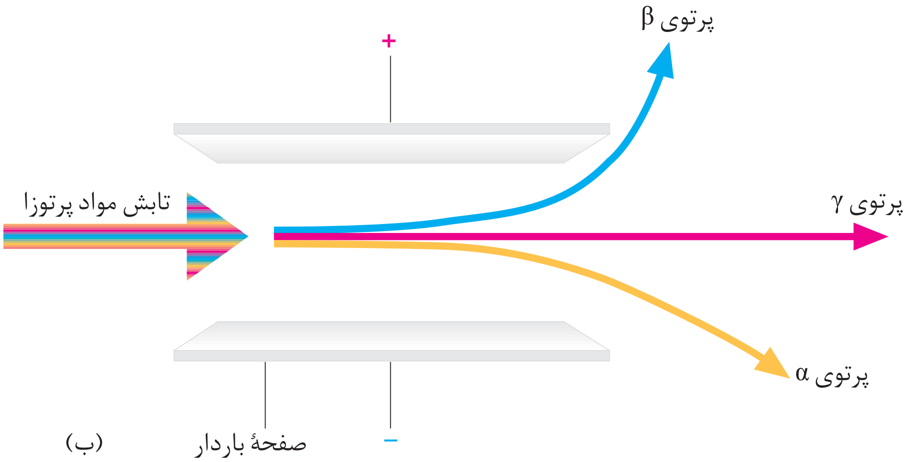
ارنست رادرفورد
(۱۸۷۱ــ۱۹۳۷)

مشاهده کنید

با دقت به شکل‌های زیر نگاه کنید و سپس به پرسش‌های مطرح شده پاسخ دهید.



(آ)



(ب)

۱ـ کدام تابش قدرت کمتری برای نفوذ در اجسام دارد؟ چه مشاهده‌ای شما را به این نتیجه‌گیری رسانده است؟

۲ـ رادرفورد نشان داد که یکی از تابش‌ها، جریانی از ذره‌های بارداری است که جرم آنها چهاربرابر جرم اتم هیدروژن است. در ضمن، تابش دیگر هم مانند پرتوهای کاتدی جریانی از الکترون‌های پرانرژی است. این دو تابش را روی هر دو شکل مشخص کنید.

۳ـ کدام تابش نشان داده شده، بار الکتریکی ندارد و خنثی است؟

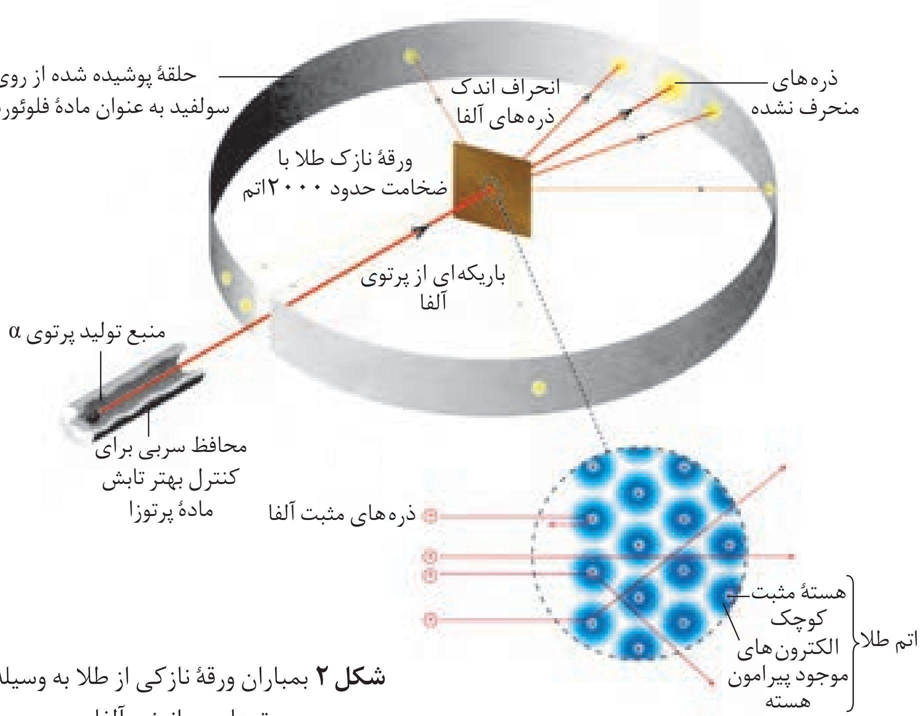
۴ـ تجربه نشان می‌دهد که پدیدهٔ پرتوزایی با کاهش جرم مادهٔ پرتوزا همراه است. آیا این مشاهده با دیدگاه دالتون دربارهٔ اتم هم‌خوانی دارد؟ شرح دهید.

رادرفورد نتوانست تشکیل تابش‌های حاصل از مواد پرتوزا را به کمک مدل اتمی تامسون توجیه کند. از این رو در درستی این مدل تردید کرد. وی در سال ۱۹۱۰ برای

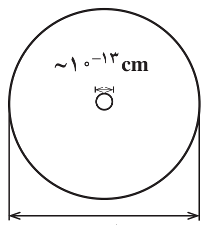
شناسایی دقیق‌تر ساختار اتم آزمایش جالبی را طراحی و اجرا کرد. او در این آزمایش، شکل ۲، ورقهٔ نازکی از طلا را با ذره‌های آلفا بمباران کرد، به امید آن که همهٔ ذره‌های پرانرژی و سنگین آلفا که دارای بار مثبت نیز هستند با کمترین میزان انحراف از این ورقهٔ نازک عبور کنند. (چرا؟) اما آزمایش نتایج دیگری داشت.

رادرفورد از نتایج این آزمایش شگفت‌زده شد و گفت: «بازگشت ذره‌های آلفا با زاویه‌ای نزدیک به 180° واقعاً باور نکردنی است. مانند این است که شما یک گلولهٔ توپ را به سمت یک دستمال کاغذی پرتاب کنید و آن گلوله به عقب برگردد و با شما برخورد کند!»

رادرفورد به کمک مشاهده‌های خود توانست قطر اتم طلا و قطر هستهٔ آن‌را به‌طور تقریبی محاسبه کند.



شکل ۲ بمباران ورقهٔ نازکی از طلا به وسیلهٔ پرتوهای پر انرژی آلفا



ابعاد تقریبی یک اتم طلا و هستهٔ آن

فکر کنید

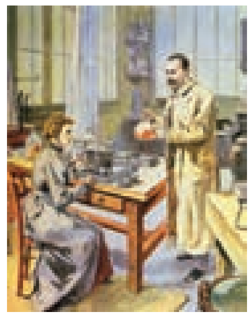
رادرفورد با استفاده از نتایج آزمایش خود، شکل ۲، مدل دیگری برای اتم پیشنهاد کرد که مدل **اتم هسته‌دار** نامیده شد. مشاهده‌ها و نتیجه‌گیری‌های رادرفورد که به ارائهٔ این مدل انجامید در زیر آمده است. او از کدام مشاهده کدام نتیجه‌گیری را کرده است؟ شرح دهید.

مشاهده	نتیجه‌گیری
* بیشتر ذره‌های آلفا بدون انحراف و در مسیری مستقیم از ورقهٔ نازک طلا عبور کردند. * تعداد زیادی از ذره‌های آلفا با زاویهٔ اندکی از مسیر اولیه منحرف شدند. * تعداد بسیار اندکی از ذره‌های آلفا (حدود یک از بیست هزار) با زاویه‌ای بیش از 90° از مسیر اولیه منحرف شدند.	* اتم طلا هسته‌ای بسیار کوچک با جرم بسیار زیاد دارد. * یک میدان الکتریکی قوی در اتم وجود دارد. * بیشتر حجم اتم را فضای خالی تشکیل می‌دهد.

بیشتر بدانید

ماری کوری شیمی‌دان مشهور لهستانی در سال ۱۸۶۷ در ورشو زاده شد. پدرش معلم فیزیک بود. ماری به دلیل شرایط نامساعد مالی خانواده اش به دشواری دوران تحصیل ابتدایی را پشت‌سر گذاشت و سپس به‌ناچار در روستایی به‌عنوان معلم مشغول به کار شد. پس از آن در رشته‌های فیزیک و ریاضی به ادامهٔ تحصیل پرداخت. در سال ۱۸۹۱ برای تحصیل در دانشگاه سوربون، به پاریس رفت و در آن‌جا با پی یر کوری، فیزیک‌دان فرانسوی آشنا شد و با وی ازدواج کرد.

ماری و پی یر، همراه با هانری بکرل روی نمک‌های اورانیم کار می‌کردند. آنها در خلال سال‌های ۱۸۹۲ و ۱۸۹۴ در انبار متروکی که توسط رییس دانشکدهٔ پزشکی سوربون برای زندگی به آنها داده شده بود، با وسایل و امکانات اندک بررسی‌های خود را روی نوعی از سنگ‌های معدنی به نام پیچبلاند ادامه دادند و سرانجام در سال ۱۸۹۸ توانستند دو عنصر پرتوزا را از این سنگ‌ها به‌دست آورند، عنصرهایی که رادیم و پولونیم نامیده شدند. اگرچه برای به‌دست آوردن چند میلی‌گرم از این عنصرها، به چندین تُن سنگ معدن پیچبلاند نیاز بود، اما در سال ۱۹۰۲، ماری و پی یر با همکاری بکرل توانستند از یک دسی‌گرم رادیم کلرید، رادیم خالص را به‌دست آورند. مادام کوری و همسرش پی‌یرکوری نشان دادند که واکنش‌های شیمیایی توانایی مواد پرتوزا را به نشر پرتوهای پرانرژی تغییر نمی‌دهد. حتی گرم کردن آنها در یک قوس الکتریکی یا سرد کردن آنها در هوای مایع نیز بر این خاصیت بی‌اثر است. یک‌سال بعد، آنها به خاطر کشف عنصر رادیم و خاصیت پرتوزایی آن، جایزهٔ نوبل در فیزیک را دریافت کردند.



ماری کوری
(۱۸۶۷ــ۱۹۳۴)
و همسرش پی‌یر کوری
(۱۸۵۹ــ۱۹۰۶)

سه سال پس از دریافت این جایزه ،پی‌یر در سن ٤٦ سالگی در یک تصادف جان خود را از دست داد. با این حال ماری از تلاش دست برنداشت و در خلال سال های ۱۹۰۲ تا ۱۹۱۲، ۲۹ ایزوتوپ پرتوزای دیگر را کشف کرد. در سال ۱۹۰۷، ماری موفق به اندازه‌گیری جرم اتمی رادیم شد و به‌خاطر این کار برای بار دوم جایزهٔ نوبل سال ۱۹۱۱ را در شیمی، از آنِ خود ساخت.

با آغاز جنگ جهانی اول،ماری و دخترش ایرن که تنها ۱۷ سال داشت،بسیاری از مراکز درمانی فرانسه را به دستگاه های پرتوی X مجهز کردند. به کمک این دستگاه موقعیت گلوله‌ها در بدن سربازان زخمی، تعیین می‌شد و بـه این ترتیب، خارج کردن گلوله‌ها با عمل جراحی به‌راحتی انجام می‌گرفت.

در سال ۱۹۱۸، ماری و ایرن به ترتیب به عنوان رییس و معاون انجمن رادیم، که به تازگی تأسیس شده بود، برگزیده شدند و سال‌ها در این مقام باقی ماندند. ایرن نیز که با یک فیزیک‌دان انگلیسی به نام فردریک جولیو ازدواج کرده بود، به همراه همسرش دست به بررسی‌هایی در زمینهٔ شیمی هسته‌ای زد که به کشف یک ذرهٔ بنیادی تازه به نام پوزیترون انجامید. اما پیش از آن‌که ماری شاهد دریافت جایزهٔ نوبل فیزیک توسط دخترش باشد، در سال ۱۹۲٤، به‌علت ابتلا به سرطان خون، درگذشت. سال بعد، ایرن جایزهٔ نوبل فیزیک را دریافت کرد. در همین سال نیز، سیبورگ با استفاده از روش بمباران پلوتونیم ۲۳۹ با پرتوی آلفا، عنصری را به‌دست آورد که به افتخار ماری و پی‌یر کوری، و به پاس خدمات آنها به دانش بشری، کوریم (با عدد اتمی ۹٦) نام گرفت.

از گفته‌های ماری کوری است که :

«جهانِ امروز، از نداشتن دارویی به نام پرهیز و اخلاق رنج می‌برد.»

دیگر ذره‌های سازندهٔ اتم

آزمایش بعدی رادرفورد و همکارانش از دیگر اسرار اتم پرده برداشت و در سال ۱۹۱۹ دومین ذرهٔ سازندهٔ اتم نیز شناسایی شد. این ذره **پروتون** نـام گرفت. پروتون ذره‌ای با بار الکتریکی مثبت است. بزرگی بار الکتریکی پروتون با بار الکترون برابر است و جرمی ۱۸۳۷ بار سنگین‌تر از جرم الکترون دارد. یک سال بعد، رادرفورد از وجود ذرهٔ دیگری در اتم سخن به میان آورد. وی گفت: «پروتون‌ها تنها ذرهٔ سازندهٔ هسته نیستند بلکه آزمایش‌های من نشان می‌دهد که در هستهٔ اتم باید ذرهٔ دیگری وجود داشته باشد که بار الکتریکی ندارد، اما جرم آن با جرم پروتون برابر است.» رادرفورد دوازده سال بر این نکته تأکید کرد ، اما در جامعهٔ علمی آن روز کسی گفتهٔ او را بدون ارائهٔ شواهد آزمایشگاهی پذیرا نبود. سرانجام در سال ۱۹۳۲ یکی از دانشجویان پرتلاش و با ذکاوت او که جیمز چادویک نام داشت با طراحی آزمایشی هوشمندانه وجود این ذرهٔ خنثی را در اتم به اثبات رسانید. **نوترون** نامی بود که بر این ذرهٔ تازه کشف شده نهاده شد.



هنری موزلی
(۱۸۸۷_۱۹۱۵)

مطالعهٔ گستردهٔ او روی پرتوهای X تولید شده از عنصرهای مختلف زمینه ساز کشف پروتون به عنوان دومین ذرهٔ زیر اتمی شد. امروزه از او به عنوان کشف کنندهٔ پروتون یاد می‌شود اگرچه استاد او رادرفورد با تجزیه و تحلیل داده‌های تجربی موزلی به وجود پروتون پی برد.

پنج سال پیش از آن که رادرفورد از پروتون سخنی به میان آورد، هنری موزلی یکی از دانشجویان وی که روی تولید پرتوهای X مطالعه می‌کرد، به نتایج جالبی دست یافته بود. داده‌هایی که تفسیر آنها به کشف پروتون انجامید.

رادرفورد با استفاده از این نتایج توانست مقدار بار مثبت هستهٔ برخی از اتم‌ها را تعیین کند.

وی مقادیر بار اندازه‌گیری شده را بر مقدار بار الکتریکی پروتون $(+۱/۶۰۲ \times ۱۰^{-۱۹} C)$ تقسیم کرد. در نتیجه عددهای صحیحی به‌دست آمد که وی آن را **عدد اتمی** نامید. درواقع این عدد تعداد پروتون‌ها در اتم را مشخص می‌کند. عدد اتمی را با حرف Z نشان می‌دهند. از آن‌جا که اتم ذره‌ای خنثی است، بنابراین تعداد پروتون‌ها باید با تعداد الکترون‌ها برابر باشد. پس عدداتمی تعداد الکترون‌ها در یک اتم را نیز مشخص می‌کند. رادرفورد بر این باور بود که عدد اتمی همهٔ اتم‌های یک عنصر، یکسان است. بنابراین می‌توان به کمک عدد اتمی نوع عنصر را معین کرد.

عدد جرمی و ایزوتوپ‌ها

جرم اتم به تعداد پروتون‌ها و نوترون‌های درون هستهٔ آن بستگی دارد و جرم الکترون‌ها حتی اگر اتم بیش از ۱۰۰ الکترون هم داشته باشد، بر جرم اتم تأثیر چشم‌گیری نخواهد داشت. از این رو به مجموع تعداد پروتون‌ها و نوترون‌های یک اتم **عدد جرمی** می‌گویند. A نمادی برای نمایش عدد جرمی است.

به پروتون یا نوترون، نوکلئون(nucleon)یا ذرهٔ سازندهٔ هسته نیز می‌گویند.

$$\text{تعداد نوترون‌ها} + \text{تعداد پروتون‌ها (عدد اتمی)} = \text{عدد جرمی}$$

$$A = Z + N$$

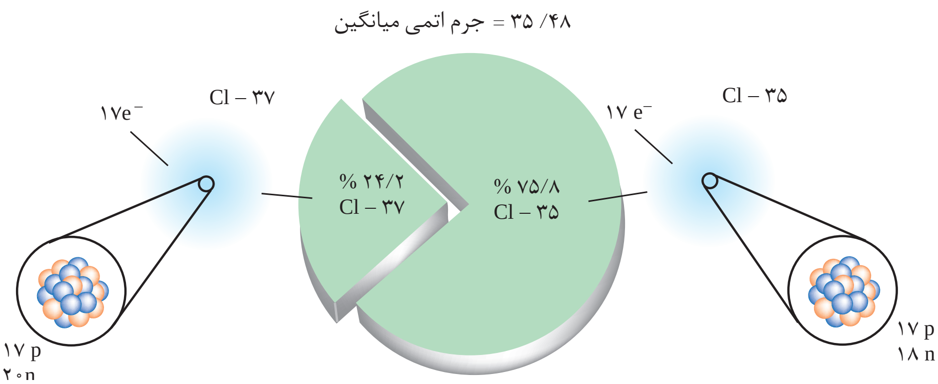
شیمی‌دان‌ها برای هر اتم این اطلاعات را به طور خلاصه به‌صورت زیر می‌نویسند:

$${}^{A}_{Z}X$$

عدد جرمی — A
نماد شیمیایی عنصر — X
عدداتمی — Z

دانشمندان به کمک دستگاهی به نام طیف‌سنج جرمی جرم اتم‌ها را بادقت بسیار زیادی اندازه‌گیری می‌کنند. این اندازه‌گیری‌ها نشان می‌دهد که همهٔ اتم‌های یک عنصر جرم یکسانی ندارند. از آن‌جا که عدد اتمی و درواقع تعداد پروتون‌ها در همهٔ اتم‌های یک عنصر یکسان است، پس تفاوت جرم باید به تعداد نوترون‌های موجود در هستهٔ اتم مربوط باشد. این مطالعات به معرفی مفهوم **ایزوتوپ** انجامید. در واقع، ایزوتوپ‌ها اتم‌های یک عنصر هستند که عدد اتمی یکسان و عدد جرمی متفاوت دارند. برای مثال آزمایش روی نمونه‌های طبیعی از گاز کلر وجود دو ایزوتوپ کلر – ۳۵ (${}^{35}_{17}\mathrm{Cl}$) و کلر – ۳۷ (${}^{37}_{17}\mathrm{Cl}$) را به اثبات رسانده است، شکل ۳.

غدهٔ تیروئید در جلوی گردن قرار دارد و هورمون‌های تیروئیدی (T_4 و T_3) را ترشح می‌کند. این غده برای ساختن این هورمون‌ها مقدار زیادی از یدِ موجود در مواد غذایی را در خود جمع می‌کند. از این رو رادیوایزوتوپ ید – ۱۳۱ برای تشخیص بیماری‌های غده تیروئید به کار می‌رود.



شکل ۳ ایزوتوپ‌های کلر

اندازه‌گیری‌ها نشان می‌دهد که فراوانی ایزوتوپ‌ها در طبیعت یکسان نیست. برخی فراوان‌تر و برخی کم‌یاب‌ترند. برای مثال تقریباً از هر چهار اتم کلر موجود در طبیعت سه اتم ${}^{35}_{17}\mathrm{Cl}$ و یک اتم ${}^{37}_{17}\mathrm{Cl}$ است. به عبارت دیگر ۷۵/۸ درصد از اتم‌های کلر ${}^{35}_{17}\mathrm{Cl}$ و ۲۴/۲ درصد آنها را ${}^{37}_{17}\mathrm{Cl}$ تشکیل می‌دهد.

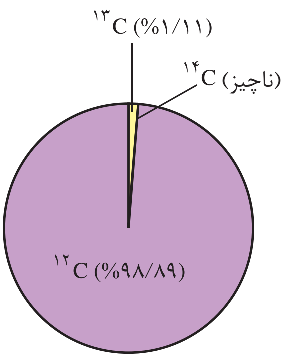
استفاده از نمک یددار در رژیم غذایی برای سالم ماندن غدهٔ تیروئید ضروری است.

جرم یک اتم

شیمی‌دان‌ها در سده‌های ۱۸ و ۱۹ میلادی موفق شدند که به روش تجربی جرم اتم‌های بسیاری از عنصرهای شناخته شده تا آن زمان را به‌طور نسبی اندازه‌گیری کنند.

چنین آزمایش‌هایی نشان داد که برای مثال جرم یک اتم اکسیژن ۱/۳۳ برابر جرم یک اتم کربن و جرم یک اتم کلسیم ۲/۵ برابر جرم یک اتم اکسیژن است. استفاده از این نسبت‌ها در محاسبه‌های آزمایشگاهی کاری بس دشوار بود. از این رو، شیمی‌دان‌ها ناگزیر شدند جرم خاصی را به یک عنصر معین نسبت دهند و سپس به کمک نسبت‌های اندازه‌گیری شده،جرم عنصرهای دیگر را محاسبه کنند. سرانجام فراوان‌ترین ایزوتوپ کربن یعنی کربن ــ ۱۲ ($^{12}_{6}C$) برای این منظور انتخاب شد. این اتم کربن در هستهٔ خود۶ پروتون و۶ نوترون دارد. دانشمندان جرم این اتم را دقیقاً برابر با ۱۲/۰۰۰ درنظر گرفتند. با این حساب اتم اکسیژن که جرمی معادل ۱/۳۳ برابر جرم اتم کربن دارد، در این مقیاس جرمی برابر با ۱۶/۰۰۰ خواهد داشت.جرم اتم عنصرهای دیگر نیز به همین شیوه اندازه‌گیری شد. شیمی‌دان‌ها برای جرم یک اتم یا **جرم اتمی**، amu را که کوتاه شدهٔ عبارت atomic mass unit به معنای واحد جرم اتمی است ، به‌عنوان یکای جرم اتمی معرفی کردند. یک amu برابر یک دوازدهمِ ($\frac{1}{12}$) جرم اتم کربن –۱۲ است. بنابراین در این مقیاس جرم اتم کربن –۱۲ برابر با ۱۲/۰۰۰amu و جرم اتم اکسیژن، ۱۶/۰۰۰amu خواهد بود.

در این مقیاس جرم پروتون و نوترون تقریباً ۱amu است. درحالی که جرم الکترون تقریباً یک دوهزارم ($\frac{1}{2000}$) این مقدار است. در جدول ۱ ویژگی های این ذره های زیراتمی را مشاهده می کنید.



ایزوتوپ‌های کربن

تاکنون بیش از ۲۳۰۰ ایزوتوپ مختلف (طبیعی و ساختگی) شناخته شده است. در این میان فقط ۲۷۹ ایزوتوپ پایدار وجود دارد. برخی عنصرها مانند فلوئور، فسفر و آلومینیم تنها یک ایزوتوپ پایدار دارند. در حالی که برخی از دو یا تعداد بیشتری ایزوتوپ پایدار برخوردارند. برای نمونه قلع ده ایزوتوپ پایدار دارد.

همواره مقدار بار الکتریکی ذره‌های سازندهٔ اتم را نسبت به مقدار بار الکتریکی الکترون می‌سنجند. در این مقیاس نسبی، بار الکترون ۱- در نظر گرفته می‌شود.

جدول ۱ برخی ویژگی‌های ذره‌های زیراتمی

نام ذره	نماد*	بارالکتریکی نسبی	جرم (amu)	جرم (g)
الکترون	$^{0}_{-1}e$	۱-	۰/۰۰۰۵	$9/109 \times 10^{-28}$
پروتون	$^{1}_{+1}p$	۱+	۱/۰۰۷۳	$1/673 \times 10^{-24}$
نوترون	$^{1}_{0}n$	۰	۱/۰۰۸۷	$1/675 \times 10^{-24}$

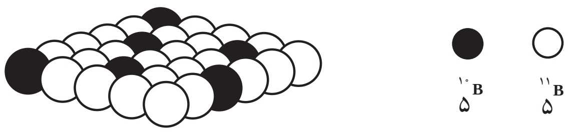
* در این نماد عددهای سمت چپ از بالا به پایین به ترتیب جرم نسبی و بار نسبی ذره را مشخص می کنند.

از آن‌جا که جرم پروتون‌ها و نوترون‌ها با هم برابر و حدوداً برابر با ۱amu است، می‌توان از روی عدد جرمی یک اتم، جرم آن را تخمین زد. برای مثال جرم یکی از ایزوتوپ‌های لیتیم که ۳ پروتون و ۴ نوترون دارد ($^{7}_{3}Li$) برابر ۷amu است.

با توجه به وجود ایزوتوپ‌ها و تفاوت در فراوانی آنها، برای گزارش جرم نمونه‌های طبیعی از اتمِ عنصرهای مختلف **جرم اتمی میانگین** به کار می‌رود.

فکر کنید

۱ـ باتوجه به شکل زیر راهی برای محاسبهٔ جرم اتمی میانگین بور پیشنهاد کنید.



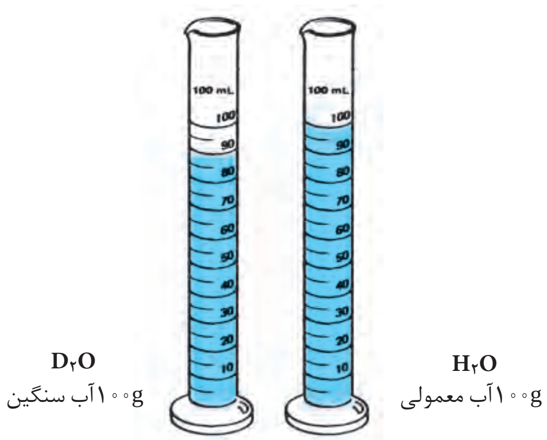
نمایش بخشی از یک نمونهٔ طبیعی عنصر بور

۲ـ اکسیژن سه ایزوتوپ ($^{16}_{8}O$، $^{17}_{8}O$، $^{18}_{8}O$) و هیدروژن نیز سه ایزوتوپ ($^{1}_{1}H$، $^{2}_{1}D$، $^{3}_{1}T$) دارد. با توجه به تعداد ایزوتوپ‌های این دو عنصر، در یک نمونهٔ طبیعی آب که مولکول‌های آن از اتصال ایزوتوپ‌های مختلف اکسیژن و هیدروژن تشکیل شده است، چند نوع مولکول آب می‌توان یافت؟جرم هر یک از این مولکول‌ها را حساب کنید.

۳ـ تجربه نشان می‌دهد که ایزوتوپ‌ها خواص شیمیایی یکسانی دارند ولی برخی خواص فیزیکی وابسته به جرم آنها با هم تفاوت می‌کند. این تفاوت در ترکیب‌های شیمیایی دارای آنها نیز مشاهده می‌شود. با دقت به شکل زیر نگاه کنید.

آ) از این مشاهده چه نتیجه‌ای می‌گیرید؟

ب) به نظر شما اگر یک قطعه یخ D_2O را در آب معمولی (H_2O) بیندازیم، روی آب شناور می‌ماند یا در آب فرو می‌رود؟ شما چه پیش‌بینی می‌کنید؟ چرا؟



سه ایزوتوپ هیدروژن نام‌هایی جداگانه دارند: پروتیم، دوتریم (هیدروژن سنگین) و تریتیم (هیدروژن پرتوزا). این سه ایزوتوپ را به ترتیب با نمادهای $^{1}_{1}H$، $^{2}_{1}D$ و $^{3}_{1}T$ نمایش می‌دهند.

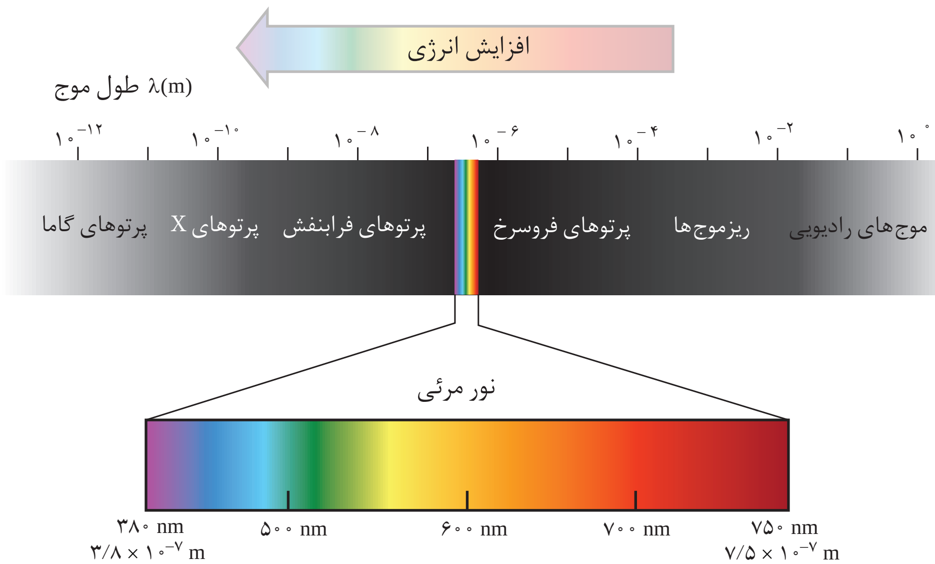
پایداری ایزوتوپ‌ها به تعداد پروتون‌ها و نوترون‌های درون هسته بستگی دارد. برای نمونه همهٔ هسته‌هایی که ۸۴ یا بیش از این تعداد، پروتون دارند، ناپایدار هستند. اما بر طبق یک قاعدهٔ کلی اگر برای هسته‌ای نسبت تعداد نوترون‌ها به پروتون‌ها ۱/۵ یا بیش از این باشد، هستهٔ یادشده ناپایدار خواهد بود. این‌گونه هسته‌های ناپایدار بر اثر واکنش‌های تلاشی هسته‌ای به هسته‌های پایدار تبدیل می‌شود.

اطلاعات جمع آوری کنید

جرم اتم‌ها را به وسیلهٔ دستگاهی به نام طیف سنج جرمی اندازه‌گیری می‌کنند. در یک فعالیت گروهی دربارهٔ چگونگی کار این دستگاه تحقیق کنید و گزارش خود را در قالب مقاله‌ای به کلاس ارایه دهید.

آتش‌بازی و کشف ساختار اتم

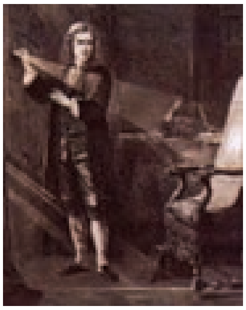
استفاده از مخلوط مواد شیمیایی برای تولید مواد منفجره، هنری باستانی است. چینی‌ها از جمله نخستین مردمانی بوده‌اند که بیش از هزارسال پیش باروت سیاه (مخلوطی از پتاسیم نیترات، گرد زغال و گوگرد) را تهیه کرده، در موارد صلح‌جویانه به مصرف می‌رسانده‌اند. آتش بازی و ایجاد صداهای بلند در جشن‌ها از جمله محبوب‌ترین موارد استفاده از باروت سیاه بوده و هست. پیش از سدهٔ نوزدهم کشف شد که با افزودن براده‌های آهن به باروت سیاه می‌توان جرقه‌های آتش به رنگ نارنجی تولید کرد. اما، با پیشرفت شگرف دانش شیمی در سدهٔ نوزدهم مواد تازه‌ای به آتش‌بازی‌ها راه یافتند. نمک‌های مس، استرانسیم و باریم رنگ‌هایی زیبا و گرد منیزیم و آلومینیم نور سفید خیره کننده‌ای به جرقه‌های آتش می‌بخشیدند. همان‌طور که از شیمی سال اول به یاد دارید، این رنگ‌ها و نور سفید خیره کننده بخشی از طیف الکترو مغناطیسی هستند، شکل ۴. اما، این پرسش که این رنگ‌ها چگونه به‌وجود می‌آیند همواره بی‌پاسخ ماند.

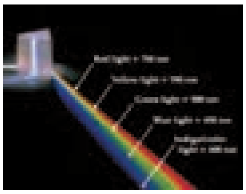


شکل ۴ طیف الکترومغناطیسی

رابرت بونزن شیمی‌دان معروف آلمانی که چراغ بونزن از نوآوری‌های به یادماندنی اوست، موفق شد دستگاهی طراحی کند که سهم بسیاری در پیشرفت علم شیمی داشت. این دستگاه **طیف بین** نامیده شد. هنگامی که بونزن مقداری از یک ترکیب مس‌دار مانند کات کبود را در شعلهٔ مشعل این دستگاه قرار داد، مشاهده کرد که رنگ آبی شعله به سبزی می‌گراید. همان رنگی که افزودن ترکیب‌های مس به جرقه‌های آتش در هنگام آتش‌بازی می‌داد. با عبور این نور سبزرنگ از منشوری که در دستگاه تعبیه شده بود، الگویی به مانند تصاویر نشان داده شده در شکل ۵ به‌دست آمد. بونزن این الگو را **طیف نشری خطی** نامید. (چرا)؟ وی که از این مشاهده شگفت‌زده شده بود، آزمایش را با چند ترکیب فلزدار دیگر

در سال ۱۶۶۶ نیوتون اعلام کرد که نور به هنگام عبور از یک منشور شکافته می‌شود و طیفی پیوسته از رنگ‌هایی شبیه رنگین کمان به‌وجود می‌آورد. این طیف همهٔ طول موج‌های نور مرئی را نشان می‌دهد.

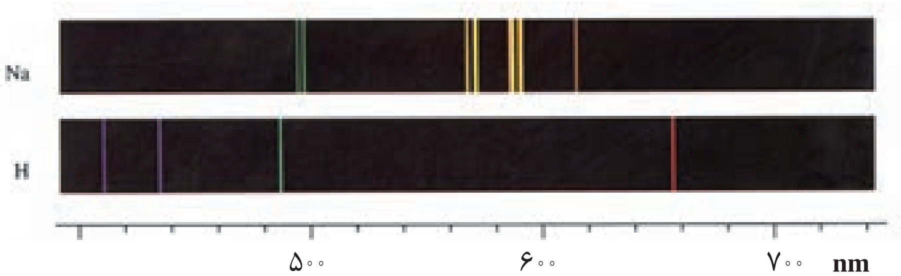






مراسم آتش‌بازی یک تفریح شیمیایی است!

تکرار کرد و در هر مورد طیف‌های نشری خطی متفاوتی به‌دست آورد.



شکل ۵ طیف نشری خطی عنصرهای سدیم و هیدروژن

بررسی بیشتر وی و همکارانش ثابت کرد که هر فلز طیف نشری خطی خاص خود را داراست و مانند اثر انگشت می‌توان از این طیف برای شناسایی فلز مورد نظر بهره گرفت. هم‌چون هیدروژن نافلزهای دیگر نیز طیف نشری خطی ویژهٔ خود را دارند اما این موضوع در این درس مطرح نشده‌است.

آزمایش کنید

آزمون شعله

هدف از این آزمایش یافتن رنگی است که محلول چند ترکیب شیمیایی فلزدار به شعلهٔ چراغ بونزن می‌دهند. در گام بعدی با استفاده از نتایج این آزمایش نوع فلز موجود در یک نمونهٔ مجهول را از روی رنگی تعیین می‌کنید که محلول آن به شعله می‌دهد.

وسایل مورد نیاز : چراغ بونزن، گیرهٔ بوته، شیشهٔ ساعت، شش بِشرِ ۵۰mL، چند گلولهٔ پنبه‌ای

مواد مورد نیاز : چند ترکیب فلزدار (نمک) مانند سدیم کلرید، پتاسیم یدید و...

روش کار

۱ـ چراغ بونزن را روشن کرده، شعلهٔ آن را تنظیم کنید.

۲ـ شیشهٔ ساعت را با آب و صابون به‌طور کامل بشویید و با پارچهٔ تمیزی خشک کنید. سپس پنبه را روی شیشهٔ ساعت قرار دهید. سپس دو سر گیرهٔ بوته را با کاغذ سمباده پاک کنید و پس از شست و شو با آب در شعله قرار دهید تا کاملاً خشک شود. این کار را پس از هر بار آزمایش تکرار کنید.

۳ـ مقداری از نمکی که در اختیار دارید در یک بِشرِ ۵۰mL بریزید و در مقدار کمی آب حل کنید. سعی کنید در هر بار مقدار نمک و آبِ یکسانی به‌کار ببرید.

۴ـ یک گلولهٔ پنبه‌ای را به کمک گیرهٔ بوته بردارید و پس از آغشته کردن به مقدار کمی از محلول درون بِشرِ، روی شعلهٔ چراغ بگیرید. تغییر رنگ مشاهده شده را یادداشت کنید. پس از آزمایش مقداری آب روی گلولهٔ پنبه و دو سر گیره بریزید و سپس گلولهٔ پنبه را در سطل زباله بیندازید.

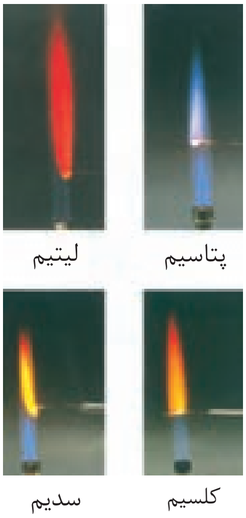
کاربرد طیف‌های نشری خطی از برخی جنبه‌ها مانند کاربرد خط نماد (bar code) روی جعبه یا بستهٔ مواد غذایی یا بسیاری از کالاهایی است که در بازار به‌فروش می‌رسند. هر نوع کالایی خط نماد خاص خود را دارد و با خواندن خط نماد به کمک دستگاه لیزری ویژه‌ای که به رایانه متصل است، نوع و قیمت کالا به سرعت روی صفحهٔ نمایشگر ظاهر می‌شود.

خط نماد

۵ ـ جدولی مانند جدول زیر بکشید و مشاهده‌های خود، به ویژه تغییر رنگ‌ها را در آن یادداشت کنید.

شمارهٔ آزمایش	نام نمک	رنگ مشاهده شده
۱		
۲		
۳		
۴	نمونهٔ مجهول	

در آزمون شعله، اگر نمک به کار برده شده خلوص بالایی نداشته باشد، رنگ شعله همانند آنچه انتظار می‌رود، نخواهد بود.



رنگ شعله

توجه

آ) برای اطمینان از نتیجه می‌توانید هریک از این آزمایش‌ها را دو یا سه بار تکرار کنید.

ب) نمونهٔ مجهول توسط مربی آزمایشگاه و از میان نمک‌هایی انتخاب می‌شود که پیش از این مورد آزمایش قرار گرفته‌اند.

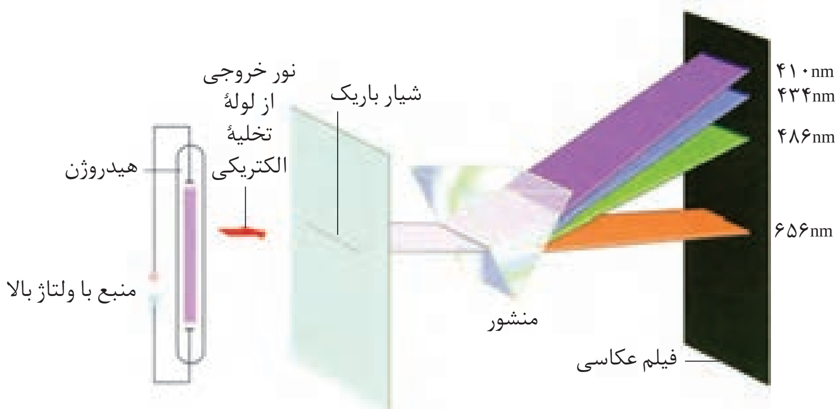
پ) اگر یک افشانهٔ دستی در اختیار داشته باشید می‌توانید محلول این نمک‌ها را در اتانول تهیه کرده با افشاندن آن در شعله تغییر رنگ‌ها را به صورت دیدنی‌تری مشاهده کنید. از آن جا که اتانول آتش گیر است، پیشنهاد می‌شود که این آزمایش را مربی آزمایشگاه در زیر هواکش و در پایان آزمایش‌های بالا برای دانش‌آموزان انجام دهد.

! رعایت نکات ایمنی در حین اجرای این آزمایش‌ها الزامی است.

طیف نشری خطی هیدروژن

هنگامی که بر یک لولهٔ تخلیهٔ الکتریکی دارای گاز هیدروژن با فشار کم، ولتاژ بالایی اِعمال شود، بر اثر تخلیهٔ الکتریکی، گاز درون لوله با رنگ صورتی روشن به التهاب درمی‌آید. با عبور دادن نور حاصل، از یک منشور طیف نشری خطی هیدروژن به‌دست می‌آید، شکل ۶. تلاش برای توجیه علت ایجاد و جایگاه ثابت خط‌های موجود در این طیف، زمینه‌ساز پیشرفت شگرفی در شیمی و فیزیک شد.

انرژی زیاد ایجاد شده به هنگام تخلیهٔ الکتریکی، مولکول‌های دو اتمی هیدروژن (H_2) را به اتم‌های هیدروژن جدا از هم می‌شکند. این اتم‌ها در مقایسه با مولکول‌های هیدروژن انرژی جنبشی بیشتری دارند.



شکل ۶ طیف نشری خطی حاصل از اتم‌های برانگیختهٔ هیدروژن

مدل اتمی بور

وجود ارتباطی بامعنا میان الگوی ثابت طیف نشری خطی هیدروژن و ساختار اتم‌های آن، ذهن بسیاری از دانشمندان را به خود مشغول ساخت. درسال ۱۹۱۳ نیلز بور دانشمند دانمارکی در راه کشف این رابطه، مدل اتمی رادرفورد را برای توجیه این ارتباط نارسا دانست و مدل تازه‌ای برای **اتم هیدروژن** پیشنهاد کرد. او این مدل را با فرض‌های زیر ارائه کرد:

۱ـ الکترون در اتم هیدروژن در مسیری دایره‌ای شکل که مدار نامیده می‌شود، به دور هسته گردش می‌کند.

۲ـ انرژی این الکترون با فاصلهٔ آن از هسته رابطه‌ای مستقیم دارد.در واقع هر چه الکترون از هسته دورتر می‌شود، انرژی آن افزایش می‌یابد.

۳ـ این الکترون فقط می‌تواند در **فاصله‌های معین** و ثابتی پیرامون هسته گردش کند. در واقع الکترون فقط اجازه دارد که **مقادیر معینی انرژی** داشته باشد. به هر یک از این مقادیر انرژی **تراز انرژی** می‌گویند. تعداد محدودی از این ترازهای انرژی در اتم وجود دارد.

۴ـ این الکترون معمولاً در پایین‌ترین تراز انرژی ممکن (نزدیک‌ترین مدار به هسته) قرار دارد. به این تراز انرژی **حالت پایه** می‌گویند.

۵ـ با دادن **مقدار معینی انرژی** به این الکترون می‌توان آن را قادر ساخت که از حالت پایه (ترازی با انرژی کمتر) به **حالت برانگیخته** (ترازی با انرژی بالاتر) انتقال پیدا کند.

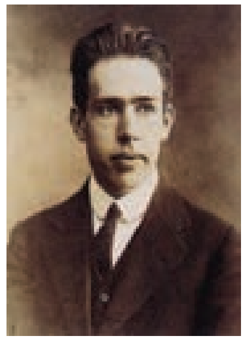
۶ـ الکترون درحالت برانگیخته ناپایدار است، از این رو همان مقدار انرژی را که پیش از این گرفته بود از دست می‌دهد و به حالت پایه باز می‌گردد.

از آن جا که برای الکترون نشر نور مناسب‌ترین شیوه برای از دست دادن انرژی است، از این رو الکترون برانگیخته به هنگام بازگشت به حالت پایه انرژی اضافی خود را که درواقع تفاوت انرژی میان دو تراز انرژی یاد شده است، از طریق انتشار نوری با طول موج معین از دست می‌دهد، شکل ۷ را نگاه کنید.

به این گونه انرژی که به‌صورت یک بستهٔ انرژی مبادله می‌شود، انرژی کوانتومی یا پیمانه‌ای می‌گویند. بور با کوانتومی درنظر گرفتن ترازهای انرژی توانست با موفقیت طیف نشری خطی هیدروژن را توجیه کند، شکل‌های ۷ و ۸ .



نخستین بار آنگستروم (Ångström,A.) فیزیک‌دان سوئدی درسال ۱۸۶۲ چهار خط طیف نشری هیدروژن را یافت و نه سال بعد موفق به اندازه‌گیری دقیق طول موج هر خط شد.

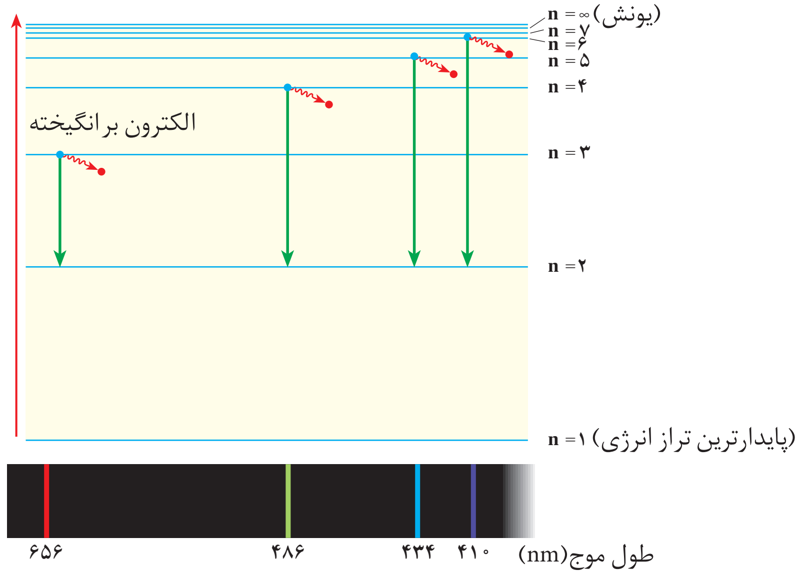


نیلزبور
(۱۸۸۵ـ۱۹۶۲)

بور به هر یک از این ترازهای انرژی کوانتومی، عدد خاصی را نسبت داد و آن را **عدد کوانتومی اصلی** نامید. او این عدد را با حرف n نمایش داد. n=۱ پایدارترین تراز انرژی مجاز برای الکترون است.

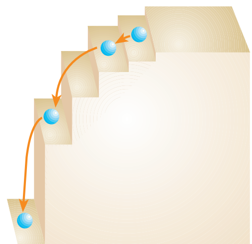
هنگامی که الکترون با گرفتن مقدار بیشتری انرژی به تراز انرژی بی نهایت ($n=\infty$) انتقال یابد، از میدان جاذبهٔ هسته خارج می شود. در این هنگام می گویند که اتم الکترون خود را از دست داده، به یون مثبت تبدیل شده است. به این فرایند **یونش** می گویند.

کوانتومی بودن به معنای پیمانه‌ای یا بسته‌ای بودن یک کمیت است.



توجیه بخش مریی طیف نشری خطی اتم هیدروژن با مدل اتمی بور

شکل ۷ نمایش بخش مریی طیف نشری خطی هیدروژن و علت ایجاد آن



شکل۸ یک مدل پلکانی برای ترازهای انرژی در اتم هیدروژن (اگر الکترون را چون توپی روی این پلکان در نظر بگیرید، آیا این توپ می‌تواند در جایی میان پله ها بایستد؟)

گاز نئون به‌طور گسترده در ساخت تابلوهای تبلیغاتی استفاده می‌شود. در این تابلوها، یک جریان الکتریکی را از درون لوله‌ای که دارای گاز نئون با فشار کم است، عبور می‌دهند. درنتیجهٔ برقراری جریان برق حرکت سریع الکترون‌ها موجب می‌شود که الکترون های اتم های نئون به تراز انرژی بالاتری جهش یابند. بر اثر بازگشت این الکترون های برانگیخته به تراز انرژی پایین‌تر، نوری به رنگ نارنجی مایل به سرخ منتشر می‌شود.



بیشتر بدانید

اساساً در جهان دو نوع رفتار قابل مشاهده است. رفتاری شبیه ذره و رفتاری شبیه موج. هنگامی رفتاری مانند ذره مشاهده می‌شود که جرم و انرژی هر دو با هم از جایی به جای دیگر منتقل شوند. به عبارت دیگر هنگام جابه‌جایی، هر دو در یک جسم یا ذره، مستقر باشند. یک توپ درحال حرکت چنین رفتاری دارد. درحالی که در رفتار شبیه موج، هم‌زمان با حرکت جسم یا ذره ،جرم جابه‌جا نمی‌شود بلکه انرژی به‌تنهایی آن هم در همهٔ جهت‌ها انتقال می‌یابد. برای مثال برآمدگی‌های روی سطح آب دریا موج هستند و بدون آن که آب جابه‌جا شود، انرژی به ساحل انتقال می‌یابد. مطالعهٔ خواص نور نشان داد که هر دو نوع رفتار را می‌توان یک‌جا انتظار داشت.

امروزه می‌دانیم که نور، رفتاری دو گانه دارد، در عین حال که موج است و پدیده‌هایی چون تداخل و پراش را از خود نشان می‌دهد، خود از ذره‌هایی به‌نام فوتون نیز تشکیل شده است. چشم‌های الکترونیکی از جمله دستگاه‌هایی هستند که براساس خاصیت ذره‌ای نور طراحی شده‌اند. در این دستگاه‌ها که بیشتر مانند یک کلید برق عمل می‌کنند، با برخورد فوتون‌های نور با الکترون‌های موجود روی سطح فلز موجود در آنها، جریان الکتریکی در مدار برقرار می‌شود.

گسترش مفهوم دوگانگی موج ـ ذره به ماده، توسط لویی‌دوبروی فیزیک‌دان فرانسوی انجام شد. وی به الکترون که ذره‌ای بودن آن قبلاً به اثبات رسیده بود، طول موجی نسبت داد. شواهد گوناگونی وجود دارد که درستی دیدگاه دوبروی را ثابت می‌کند. ریزنگاشت (میکروسکوپ) الکترونی برمبنای این رفتار الکترون طراحی شده است. با کمک این دستگاه می‌توان تصاویر بسیار دقیقی از اجسام بسیار کوچکی را دید که مشاهدهٔ آنها با ریزنگاشت‌های نوری آن هم با این جزییات امکان ندارد.

مدل کوانتومی اتم

در سال ۱۹۲۶ اروین شرودینگر فیزیک‌دان مشهور اتریشی بر مبنای رفتار دوگانهٔ الکترون و با تأکید بر رفتار موجی آن مدلی برای اتم پیشنهاد داد. وی در این مدل به‌جای محدود کردن الکترون به یک مدار دایره‌ای شکل، از حضور الکترون در فضایی سه‌بعدی به نام **اوربیتال** سخن به میان آورد. او پس از انجام محاسبه‌های بسیار پیچیدهٔ ریاضی نتیجه گرفت، همان‌گونه که برای مشخص کردن مکان یک جسم در فضا به سه عدد (طول، عرض و ارتفاع) نیاز است، برای مشخص کردن هر یک از اوربیتال‌های یک اتم نیز به چنین داده‌هایی نیاز داریم. شرودینگر به این منظور از سه عدد n، l و m_l استفاده کرد که **عددهای کوانتومی** خوانده می‌شوند.

مقادیر مجاز برای عدد کوانتومی اصلی (n) عددهای صحیح مثبت ۱، ۲، ۳، ... هستند.

n که **عدد کوانتومی اصلی** گفته می‌شود، همان عددی است که بور برای مشخص کردن ترازهای انرژی در مدل خود به‌کار برده بود. در مدل کوانتومی به‌جای ترازهای انرژی از واژهٔ **لایه‌های الکترونی** استفاده می‌شود و n تراز انرژی آنها را معین می‌کند. $n = 1$ پایدارترین لایهٔ الکترونی را نشان می‌دهد و هرچه n بالاتر رود تراز انرژی لایهٔ الکترونی افزایش می‌یابد. پیرامون هستهٔ اتم حداکثر هفت لایهٔ الکترونی مشاهده شده است.

فکر کنید

آموختید که یونش به معنای خارج کردن یک الکترون از اتم و ایجاد یون مثبت است. این عمل به انرژی نیاز دارد. از آن‌جا که اندازه‌گیری و گزارش مقدار انرژی لازم، برای یونش یک مول اتم آسان‌تر است، انرژی یونش را به‌عنوان انرژی لازم برای فرایند زیر تعریف می‌کنند.

معمولاً به هنگام یونش سست‌ترین الکترون‌ها از اتم جدا می‌شوند.

$$X(g) \longrightarrow X^{+}(g) + e^{-} \qquad IE_1 \quad kJ.mol^{-1}$$

به عبارت دیگر، به انرژی لازم برای خارج کردن یک مول الکترون از یک مول اتم در حالت پایه (مثلاً اتم X) درحالت گازی که به تولید یک مول یون یک بار مثبت در حالت گازی می‌انجامد، **انرژی نخستین یونش** می‌گویند.

به همین ترتیب انرژی دومین یونش، انرژی لازم برای خارج کردن یک مول الکترون از یک مول یون یک بار مثبت درحالت گازی و ایجاد یک مول یون دو بار مثبت درحالت گازی است.

IE کوتاه شدهٔ عبارت Ionization Energy است.

$$X^{+}(g) \longrightarrow X^{2+}(g) + e^{-} \qquad IE_2(\,kJ.mol^{-1})$$

و به همین ترتیب انرژی های یونش بعدی تعریف می شود.

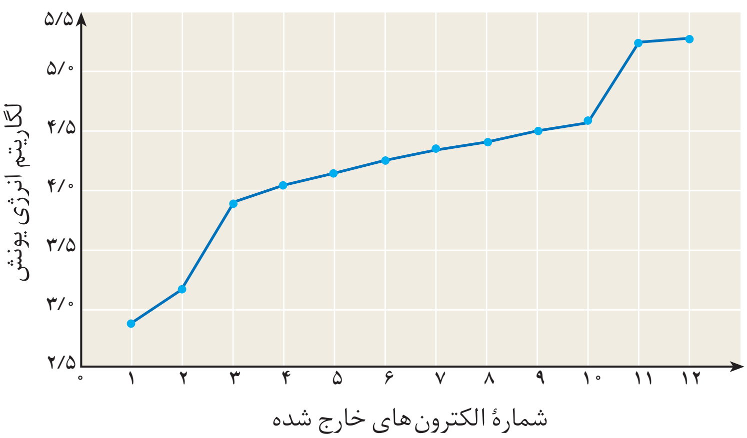
نمودار زیر تغییر انرژی هـای یونش متوالی منیزیم $_{12}Mg$ را نشان می دهد. با بررسی آن به پرسش های مطرح شده پاسخ دهید.

آ) جدا کردن کدام الکترون آسان تر است؟ چرا؟

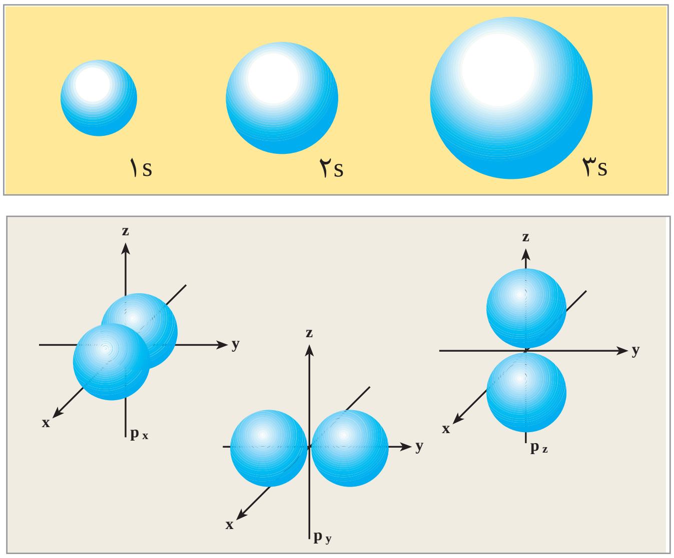
ب) روند تغییر انرژی های یونش متوالی را توصیف کنید.

پ) بر روی نمودار، تغییرات شدید در انرژی های یونش را مشخص کنید و علت آن را توضیح دهید.

ت) دانشمندان این مشاهده ها را شاهدی بر وجود لایه های الکترونی در اتم می دانند. چرا؟



مشاهده ها نشان داده است که الکترون های موجود در یک لایهٔ الکترونی، گروه های کوچک تری نیز تشکیل می دهند. به هر یک از این گروه ها **زیرلایه** می گویند. n تعداد زیرلایه های هر لایهٔ الکترونی را نیز مشخص می کند. برای مثال در لایهٔ الکترونی ۲ = n دو زیرلایه وجـود دارد. زیرلایه هـا را بـا **عـدد کوانتومی اوربیتالی** (l) مشخص مـی کنند. l می تواند عـددهـای درست ۰ تـا n − ۱ را در بـر بگیرد. این مقـادیر عـددی را معمـولاً بـا حـروف s(l =۰)، p(l =۱)، d(l = ۲) و f(l =۳) نشان می دهند. برای مثال در دومین لایهٔ الکترونی (n =۲) دو زیرلایهٔ s و p وجود دارد. افزون بر این ها l شکل و تعداد اوربیتال ها را نیز مشخص می کند. همان طوری که در شکل ۹ می بینید شکل اوربیتال های موجود در زیر لایه های s و p به ترتیب کروی و دمبلی هستند.



آ) اوربیتال‌های ۱s، ۲s و ۳s

ب) در هر زیر لایهٔ p سه اوربیتال وجود دارد.

شکل ۹

سومین عدد کوانتومی که **عدد کوانتومی مغناطیسی** (m_l) گفته می‌شود، جهت‌گیری اوربیتال‌ها را در فضا معین می‌کند. m_l همهٔ عددهای صحیح بین $-l$ تا $+l$ را دربر می‌گیرد. برای مثال اگر $l = ۱$ باشد، برای m_l مقادیر ۱−، ۰ و ۱+ به‌دست می‌آید. در جدول ۲ عددهای کوانتومی برای اوربیتال‌های موجود در سه لایهٔ الکترونی نخستِ اتم هیدروژن نشان داده شده است.

$n = ۱, ۲, ۳, ...$

$l = ۰, ۱, ..., (n-۱)$

$m_l = -l, ..., ۰, ..., +l$

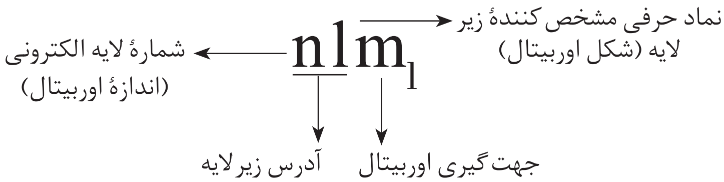
در هر زیرلایه به تعداد $۲l + ۱$ اوربیتال وجود دارد. برای مثال در زیرلایهٔ p که $l = ۱$ است، $۳ = (۱ + ۱ \times ۲)$ اوربیتال یافت می‌شود. همان‌طوری که در شکل ۹ـ ب دیده می‌شود، تنها جهت‌گیری اوربیتال‌های موجود در زیرلایهٔ p، آنها را از یکدیگر متمایز می‌کند. p_x، p_y و p_z نمادهایی هستند که برای نمایش این اوربیتال‌ها به کار می‌روند.

جدول ۲ عددهای کوانتومی برای اوربیتال‌های موجود در سه لایهٔ الکترونی نخست اتم هیدروژن

n (لایهٔ الکترونی)	l	نوع زیر لایه	تعداد زیر لایه	m_l	تعداد اوربیتال‌ها (تعداد m_l)	تعداد کل اوربیتال‌ها ($n^۲$)
۱	۰	s	۱	۰	۱	۱
۲	۰ ۱	s p	۲	۰ ۱+,۰,۱−	۱ ۳	۴
۳	۰ ۱ ۲	s p d	۳	۰ ۱+,۰,۱− ۲+,۱+,۰,۱−,۲−	۱ ۳ ۵	۹

همان‌طوری که گفته شد مجموعه‌ای از اوربیتال‌ها با مقدار l برابر، یک زیرلایه را

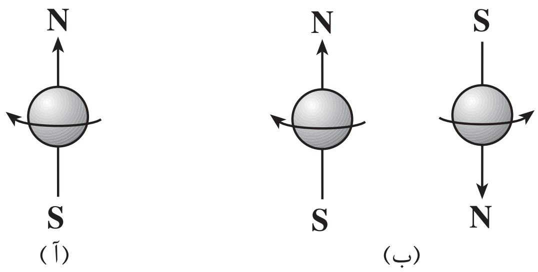
ایجاد می‌کنند و مجموعه‌ای از زیرلایه‌ها با n برابر، یک لایهٔ الکترونی را تشکیل می‌دهند.
بنابراین، برای دادن آدرس اوربیتال‌ها به شیوهٔ زیر عمل می‌شود:



برای مثال ۲p نشان می‌دهد که این اوربیتال دمبلی شکل در لایهٔ الکترونی دوم و در زیرلایهٔ p قرار دارد.

چهارمین عدد کوانتومی و اصل طرد پائولی

با کمک سه عدد کوانتومی n، l و m_l اندازه، شکل و جهت‌گیری اوربیتال‌های اتمی تعیین می‌شود. اما، دانشمندان در توجیه مشاهده‌های تجربی، این سه عدد را برای مشخص کردن آدرس یک الکترون در اتم کافی ندانستند. زیرا، توجیه برخی خواص فیزیکی اتم‌ها با نسبت دادن حضور دو الکترون در یک اوربیتال امکان‌پذیر بود. برای توضیح این نکته که چگونه دو الکترون با بار هم‌نام می‌توانند در یک اوربیتال جای گیرند، دانشمندان افزون بر حرکت اوربیتالی (حرکت الکترون به دور هستهٔ اتم) یک حرکت اسپینی (حرکت به دور خود) نیز به الکترون نسبت داده‌اند. مطابق شکل ۱۰ــ آ، الکترون با گردش حول محور خود به یک آهن‌ربای ریز تبدیل می‌شود. حال اگر این دو الکترون ناگزیر شوند که کنار هم قرار گیرند، باید یک نیروی جاذبهٔ قوی در برابر دافعهٔ میان آنها به‌وجود بیاید. این جاذبه هنگامی به‌وجود می‌آید که قطب‌های مغناطیسی الکترون دوم در برابر قطب‌های مغناطیسی ناهم‌نام الکترون اول قرار گیرد، شکل ۱۰ ــ ب. با دقت به شکل ۱۰ــ ب می‌توان مشاهده کرد که شرط لازم برای چنین آرایشی در یک اوربیتال آن است که الکترون‌ها در دو جهت مخالف هم (یکی در جهت حرکت عقربه‌های ساعت و دیگری برخلاف آنها) به دور محور خود بگردند.



حرکت در جهت حرکت عقربه‌های ساعت $m_s = +\frac{1}{2}$

حرکت در خلاف جهت حرکت عقربه‌های ساعت $m_s = -\frac{1}{2}$

آ) آهن‌رُبای ریز ایجاد شده بر اثر حرکت اسپینی الکترون
ب) جهت‌گیری پایدار دو الکترون در یک اوربیتال

شکل ۱۰

از این‌رو برای مشخص کردن جهت گردش الکترون‌ها، به هر حالت، یک عدد کوانتومی نسبت داده شد که به آن **عدد کوانتومی مغناطیسی اسپین** (m_s) می‌گویند. همان‌طوری که در شکل مشاهده می‌شود این عدد تنها دو مقدار ($+\frac{۱}{۲}$ برای چرخش در جهت حرکت عقربه‌های ساعت و $-\frac{۱}{۲}$ برای چرخش در خلاف جهت حرکت عقربه‌های ساعت) خواهد داشت.

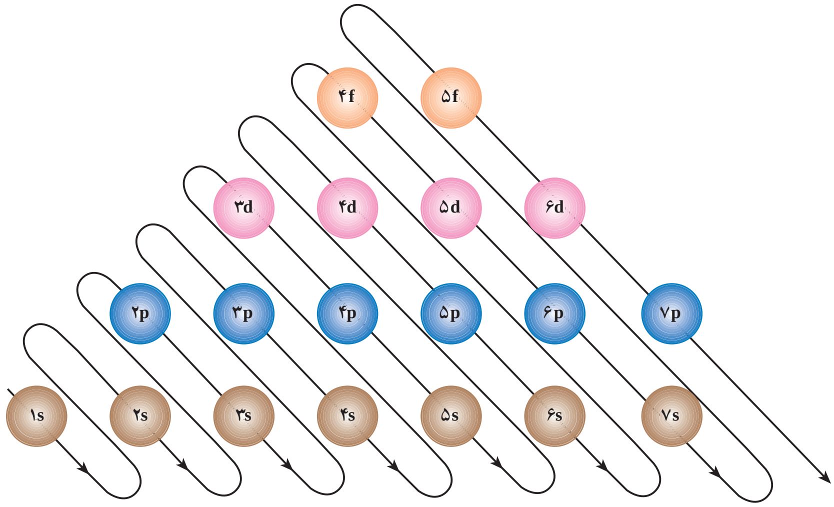
در سال ۱۹۲۵ یک فیزیک‌دان اتریشی به نام پائولی با ارایهٔ اصلی که **اصل طرد پائولی** نام گرفت اظهار داشت که: «هیچ اوربیتالی در یک اتم نمی‌تواند بیش از دو الکترون در خود جای دهد.» این اصل با توجه به بحث اسپین و معرفی چهارمین عدد کوانتومی کاملاً قابل درک است. به‌طوری که در بیان دیگری از اصل طرد پائولی می‌خوانیم: «در یک اتم هیچ دو الکترونی را نمی‌توان یافت که هر چهار عدد کوانتومی آنها (n، l، m_l و m_s) با هم برابر باشد.» یک نتیجه‌گیری مهم این اصل آن است که در هر اوربیتال حداکثر دو الکترون آن هم با اسپین مخالف قرار می‌گیرند. اگر هر اوربیتال را با یک چهارگوش (مربع) و هر الکترون را بسته به عدد کوانتومی مغناطیسی اسپین آن با یک پیکان (↑ برای $m_s=+\frac{۱}{۲}$ و ↓ برای $m_s=-\frac{۱}{۲}$) نشان دهیم، در این صورت شیوهٔ قرار گرفتن الکترون‌ها در اتم‌های هیدروژن و هلیم را می‌توان به صورت زیر نشان داد:

آدرس الکترون						شیوهٔ نمایش	
اتم	تعداد الکترون‌ها	لایهٔ الکترونی (n)	زیرلایه (l)	اوربیتال m_l	اسپین m_s	نموداری	نوشتاری*
H	۱	۱	۰ (s)	۰ (s)	$+\frac{۱}{۲}$	[↑]	$۱s^۱$
					یا		
	۱	۱	۰ (s)	۰ (s)	$-\frac{۱}{۲}$	[↓]	$۱s^۱$
He	۲	۱	۰ (s)	۰ (s)	$+\frac{۱}{۲}$ و $-\frac{۱}{۲}$	[↑↓]	$۱s^۲$

* در شیوهٔ نوشتاری، تعداد الکترون‌ها به صورت بالانویس روی نماد مشخص کنندهٔ زیر لایه یا اوربیتال قرار می‌گیرد.

آرایش الکترونی اتم

به این ترتیب مدل کوانتومی اتم به ما این امکان را می‌دهد که چگونگی آرایش الکترون‌ها در اتم‌ها را تعیین کنیم. از آن جا که الکترون‌ها همواره تمایل دارند تا در پایین‌ترین تراز انرژی قرار گیرند، بنابراین ترتیب پر شدن زیر لایه‌ها به شکل زیر خواهد بود، شکل ۱۱ .



شکل ۱۱ شیوهٔ پرشدن زیرلایه‌ها

برای نمونه جدول ۳ آرایش الکترونی اتم برخی از عنصرها را نشان می‌دهد. با بررسی آن، جاهای خالی را پر کنید.

جدول ۳ آرایش الکترونی اتم ده عنصر متوالی

آرایش الکترونی نوشتاری		آرایش الکترونی نموداری			نماد شیمیایی عنصر
		۱s	۲s	۲p	
	$۱s^{۱}$	↑			$_{۱}H$
پر شدن نخستین لایهٔ الکترونی	$۱s^{۲}$	↑↓			$_{۲}He$
	$۱s^{۲}۲s^{۱}$	↑↓	↑		$_{۳}Li$
پر شدن نخستین زیرلایه از دومین لایهٔ الکترونی	$۱s^{۲}۲s^{۲}$	↑↓	↑↓		$_{۴}Be$
	$۱s^{۲}۲s^{۲}۲p^{۱}$	↑↓	↑↓	↑	$_{۵}B$
	$۱s^{۲}۲s^{۲}۲p^{۲}$	↑↓	↑↓	↑ ↑	$_{۶}C$
نیمه پر شدن دومین زیرلایه از دومین لایهٔ الکترونی	....				$_{۷}N$
	....				$_{۸}O$
	....				$_{۹}F$
پر شدن لایهٔ الکترونی دوم	....				$_{۱۰}Ne$

اوربیتال‌های هم انرژی به اوربیتال‌هایی می‌گویند که در یک زیر لایه قرار می‌گیرند و انرژی یکسانی دارند. زیر لایهٔ p دارای سه اوربیتال هم انرژی و زیر لایهٔ d دارای پنج اوربیتال هم‌انرژی است.

قاعدهٔ هوند: هنگام پر شدن اوربیتال‌های هم‌انرژی (مانند اوربیتال‌های p و یا اوربیتال‌های d) تا زمانی که هر یک از اوربیتال‌ها نیمه پر نشده باشد، هیچ کدام پر نمی‌شود.

آرایش الکترونی عنصرها در این جدول نشان می‌دهد که پر شدن زیر لایه‌هایی که بیش از یک اوربیتال هم انرژی دارند به گونه‌ای است که ابتدا در هر اوربیتال یک الکترون وارد می‌شود و این کار تا نیمه پر شدن زیر لایه ادامه می‌یابد. سپس زیر لایهٔ نیمه پر شده شروع به کامل شدن می‌کند. به این قاعده، **قاعدهٔ هوند** می‌گویند.

اصل آفبا و جدول تناوبی عنصرها

آفبا (Aufbau) یک واژهٔ آلمانی به معنای رشد یا افزایش گام به گام است.

اگر برای رسم آرایش الکترونی اتم عنصرهای دیگر از اتم هیدروژن شروع کنیم و سپس یک به یک بر تعداد پروتون‌های درون هسته و الکترون‌های پیرامون آن بیفزاییم، به این گونه، اتم عنصرهای سنگین‌تر از هیدروژن را به ترتیب افزایش عدد اتمی ساخته‌ایم. این شیوهٔ دست یافتن از یک اتم به اتم دیگر را **اصل بناگذاری** یا **آفبا** می‌گویند.

فکر کنید

برای شیمی‌دان‌ها الکترون‌های ظرفیتی اهمیت بسیاری دارند، زیرا به طور عمده این الکترون‌ها هستند که خواص شیمیایی یک عنصر را تعیین می‌کنند.

در جدول زیر آرایش الکترونی برخی از اتم‌ها را مشاهده می‌کنید که بر مبنای اصل بناگذاری رسم شده است. با مطالعهٔ آن به پرسش‌های مطرح شده پاسخ دهید.

۱ـ جدول را کامل کنید.

آرایش الکترونی	عدد اتمی	نماد شیمیایی	آرایش الکترونی	عدد اتمی	نماد شیمیایی
$[Ar]۴s^{۱}$	۱۹	K	$۱s^{۱}$	۱	H
$[Ar]۴s^{۲}$	۲۰	Ca	$۱s^{۲}$	۲	He
$[Ar]۳d^{۱}۴s^{۲}$	۲۱	Sc	$[He]۲s^{۱}$	۳	Li
....	۲۲	Ti	$[He]۲s^{۲}$	۴	Be
....	۲۳	V	$[He]۲s^{۲}۲p^{۱}$	۵	B
$[Ar]۳d^{۵}۴s^{۱}$	۲۴	Cr	$[He]۲s^{۲}۲p^{۲}$	۶	C
$[Ar]۳d^{۵}۴s^{۲}$	۲۵	Mn	....	۷	N
$[Ar]۳d^{۶}۴s^{۲}$	۲۶	Fe	....	۸	O
....	۲۷	Co	....	۹	F
....	۲۸	Ni	....	۱۰	Ne
$[Ar]۳d^{۱۰}۴s^{۱}$	۲۹	Cu	$[Ne]۳s^{۱}$	۱۱	Na
$[Ar]۳d^{۱۰}۴s^{۲}$	۳۰	Zn	$[Ne]۳s^{۲}$	۱۲	Mg

Al	۱۳	$[Ne]۳s^{۲}۳p^{۱}$	Ga	۳۱	....
Si	۱۴	$[Ne]۳s^{۲}۳p^{۲}$	Ge	۳۲	....
p	۱۵	$[Ne]۳s^{۲}۳p^{۳}$	As	۳۳	....
S	۱۶	....	Se	۳۴	....
Cl	۱۷	....	Br	۳۵	....
Ar	۱۸	....	Kr	۳۶	....

از آن‌جا که لایه‌های الکترونی در گازهای نجیب پر هستند معمولاً برای خلاصه‌تر کردن آرایش‌های الکترونی، به جای لایه‌های الکترونی پر شده نماد شیمیایی گاز نجیب با همان تعداد الکترون را درون یک کروشه قرار می‌دهند.

۲ـ فعالیت‌های زیر را انجام دهید.

آ) عنصرهایی را که تعداد الکترون‌های آخرین لایهٔ الکترونی یا **لایهٔ ظرفیت** آنها یکسان است، به صورت ستونی و به ترتیب افزایش عدد اتمی بچینید. توجه: برخی ستون‌ها ممکن است تک عضوی باشد.

ب) عنصرهایی را که آخرین لایهٔ الکترونی آنها به‌طور کامل پر شده است، در یک ستون و به ترتیب افزایش عدد اتمی مرتب کنید.

پ) اگر تعداد الکترون‌های موجود در آخرین لایهٔ الکترونی (بزرگ‌ترین n) هر اتم را **الکترون‌های ظرفیتی** بنامیم، این تعداد را برای هر ستون رسم شده در بند ۱ محاسبه کرده، بالای ستون بنویسید.

توجه: برای عنصرهایی که اوربیتال d آنها درحال پر شدن است مجموع الکترون‌های موجود در اوربیتال‌های s لایهٔ آخر و d لایهٔ پیش از آخر، الکترون‌های ظرفیتی درنظر گرفته می‌شوند. در ضمن برای عنصرهایی که اوربیتال p آنها در حال پر شدن است، شمارهٔ ستون با افزودن عدد ۱۰ به تعداد الکترون‌های ظرفیت مشخص می‌شود.

ت) ستون‌ها را طوری کنار هم قرار دهید که تعداد الکترون‌های ظرفیتی و عدد اتمی عنصرها در ستون‌های کنار هم از چپ به راست افزایش یابد.

۳ـ بر پایهٔ پیشنهادهای زیر عنصرها را دسته‌بندی کنید.

آ) به عنصرهایی که زیر لایهٔ s آنها در حال پر شدن است، **عنصرهای اصلی دستهٔ s** می‌گویند. با کشیدن یک چهارگوش آنها را مشخص کنید.

ب) به عنصرهایی که زیر لایهٔ p آنها در حال پر شدن است، **عنصرهای اصلی دستهٔ p** می‌گویند. با کشیدن یک چهارگوش آنها را مشخص کنید.

پ) به عنصرهایی که زیر لایهٔ d آنها در حال پر شدن است، **عنصرهای واسطه** می‌گویند. با کشیدن یک چهارگوش آنها را مشخص کنید.

۴ـ تعداد عنصرهای موجود در هر ردیف را چگونه توجیه می‌کنید؟

۵ـ اگر علت واکنش‌پذیری عنصرها را تمایل آنها برای دستیابی به لایه‌های الکترونی پر تعریف کنیم، کدام عنصرها از این دید واکنش‌ناپذیرند؟ آنها را نام ببرید.

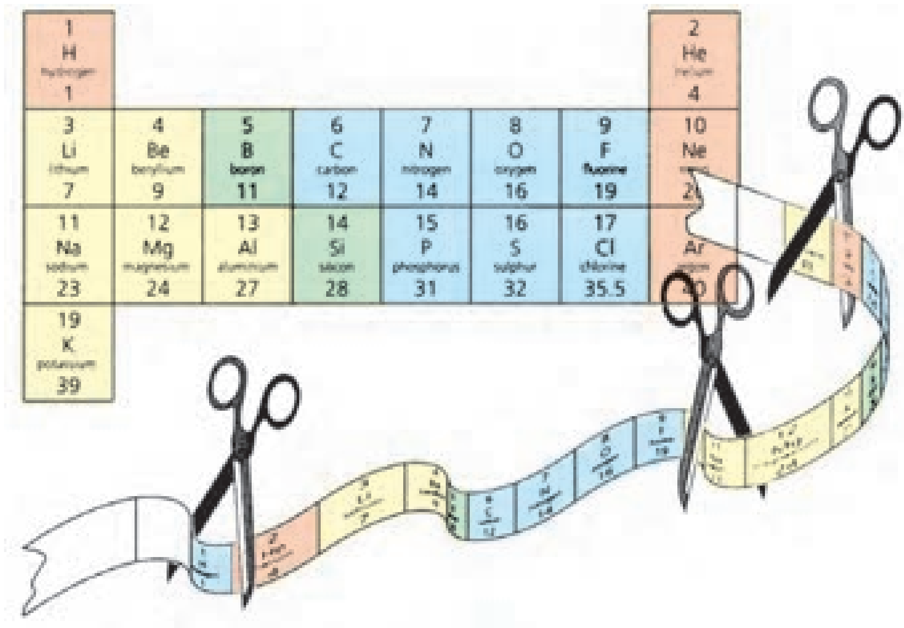
۶ـ آرایش الکترونی مورد انتظار برای $_{24}Cr$ و $_{29}Cu$ را رسم کنید. تفاوت مشاهده شده میان این آرایش و آرایش الکترونی داده شده را چگونه توضیح می‌دهید؟

بیشتر بدانید

از دهۀ ۱۹۶۰ میلادی به این سو، کشف تعداد زیادی ذرۀ زیر اتمی دانشمندان را به این فکر فرو برد که درک پیشین آنها از ساختار اتم بویژه تصور آنها از پروتون‌ها و نوترون‌ها به عنوان ذره‌های بنیادی نارسا و ناکافی بوده است. این نارسایی با ارایۀ نظریۀ کوارک‌ها در سال ۱۹۶۴ تا حدودی برطرف شد ولی این یافته‌ها طی سی سال گذشته ، زمینه‌ساز ارایۀ نظریۀ تازه‌ای شد که به مدل استاندارد ذره‌ها و برهم‌کنش‌ها معروف شده است. این نظریۀ جدید طی این سال‌ها به تدریج گسترش یافت و هر روز بر مقبولیت آن افزوده شد. اما، در این رهگذر الکترون‌های پیرامون هسته کمتر مورد توجه قرار گرفته‌اند، شاید به این علت که برای شیمی‌دان‌ها مدل کوانتومی اتم هنوز هم بهترین به شمار می‌آید.

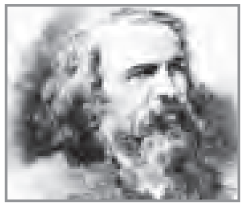
بخش ۲

خواص تناوبی عنصرها



چگونه می‌توان دو عضو یک خانواده را بدون داشتن آگاهی از رابطهٔ خانوادگی آنها شناسایی کرد؟ شاید برای دادن پاسخ به این پرسش نخست به دنبال ویژگی‌های ظاهری مشترکی در آنها بگردید یا طرز رفتار آن دو، شما را به‌وجود وابستگی خانوادگی میان آنها راهنمایی کند. در واقع در این مثال وجود برخی از ویژگی‌های ظاهری و رفتاری مشترک می‌تواند وابستگی افراد را به یک‌دیگر آشکار سازد. این مثال در مورد عنصرها نیز درست است، یعنی عنصرهایی که اعضای یک خانواده از جدول تناوبی عنصرها به‌شمار می‌آیند ویژگی‌های مشترکی دارند. برای درک بهتر این موضوع بجاست به‌طور خلاصه تاریخچهٔ دسته‌بندی عنصرها را با هم مرور کنیم.

سرگذشت جدول تناوبی عنصرها



دیمیتری ایوانوویچ مندلیف
(۱۸۳۴ـ۱۹۰۷)

خواص عنصرها تغییرات گسترده‌ای را نشان می‌دهند. این تغییرات به‌طور تصادفی و بی‌نظم نیستند بلکه خواص عنصرها با نظم و ترتیب خاصی تغییر می‌کند. از این رو می‌توان عنصرها را در چند خانواده گروه‌بندی کرد به‌طوری که در هر خانواده خواص عنصرهای موجود مشابه یک‌دیگر باشد و تنها تغییر مختصری در خواص آنها روی دهد.

اگرچه تا پیش از سال ۱۸۷۱ شماری از شیمی‌دان‌ها دسته‌بندی‌های ویژه‌ای را برای عنصرها پیشنهاد کرده بودند، اما گستردگی خصلت تناوبی در بین همهٔ عنصرها در این سال شناخته شد. در واقع در این سال یک معلم شیمی اهل روسیه به نام دیمیتری ایوانوویچ مندلیف به وجود خصلت تناوبی در میان عنصرها به شیوه‌ای که امروز می‌شناسیم، پی برد.

تحقیق کنید

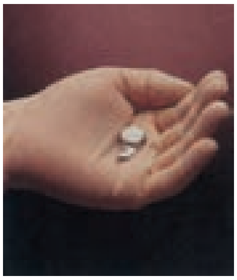
در یک فعالیت گروهی تحقیق کنید که پیش از مندلیف چه کسانی برای دسته‌بندی عنصرها تلاش کرده‌اند. نتیجهٔ کار گروه خود را به‌صورت یک روزنامهٔ دیواری به کلاس ارائه دهید.

مندلیف پس از سال‌ها مطالعه متوجه شد که اگر عنصرها را برحسب افزایش تدریجی جرم اتمی آنها در ردیف‌هایی کنار یک‌دیگر بگذارد و آنهایی را که خواص فیزیکی و شیمیایی نسبتاً مشابه دارند در یک گروه زیر یک‌دیگر قرار دهد، جدولی مطابق شکل ۱ برای طبقه‌بندی عنصرها به‌دست می‌آید. شکل ۱ سازماندهی اولیهٔ عنصرها را نشان می‌دهد. این سازماندهی نخستین بار توسط مندلیف طراحی و ارائه شده است.

TABELLE II

REIHEN	GRUPPE I. — R^2O	GRUPPE II. — RO	GRUPPE III. — R^2O^3	GRUPPE IV. RH^4 RO^2	GRUPPE V. RH^3 R^2O^5	GRUPPE VI. RH^2 RO^3	GRUPPE VII. RH R^2O^7	GRUPPE VIII. — RO^4
1	H = 1							
2	Li = 7	Be = 9,4	B = 11	C = 12	N = 14	O = 16	F = 19	
3	Na = 23	Mg = 24	Al = 27,3	Si = 28	P = 31	S = 32	Cl = 35,5	
4	K = 39	Ca = 40	— = 44	Ti = 48	V = 51	Cr = 52	Mn = 55	Fe = 56, Co = 59, Ni = 59, Cu = 63.
5	(Cu = 63)	Zn = 65	— = 68	— = 72	As = 75	Se = 78	Br = 80	
6	Rb = 85	Sr = 87	?Yt = 88	Zr = 90	Nb = 94	Mo = 96	— = 100	Ru = 104, Rh = 104, Pd = 106, Ag = 108.
7	(Ag = 108)	Cd = 112	In = 113	Sn = 118	Sb = 122	Te = 125	J = 127	
8	Cs = 133	Ba = 137	?Di = 138	?Ce = 140	—	—	—	— — — —
9	(—)	—	—	—	—	—	—	
10	—	—	?Er = 178	?La = 180	Ta = 182	W = 184	—	Os = 195, Ir = 197, Pt = 198, Au = 199.
11	(Au = 199)	Hg = 200	Tl = 204	Pb = 207	Bi = 208	—	—	
12	—	—	—	Th = 231	—	U = 240	—	— — — —

شکل ۱ جدولی که توسط مندلیف برای دسته‌بندی عنصرها پیشنهاد شد.



گالیم فلزی با نقطه ذوب پائین است به‌طوری که اگر آن را در کف دست قرار دهید، به‌آرامی ذوب می‌شود.

به جاهای خالی جدول اولیه مندلیف توجه کنید، شکل ۱. عنصرهایی با جرم‌های اتمی ۴۴ ، ۶۸ و ۷۲ به این مکان‌ها تعلق دارند. مندلیف برای رعایت اصل تشابه خواص فیزیکی و شیمیایی ناگزیر شد که برخی از خانه‌های جدول پیشنهادی خود را خالی بگذارد. او پیش‌بینی کرد که این جاهای خالی باید به عنصرهایی تعلق داشته باشد که تا آن زمان شناخته نشده بودند. او همچنین برخی از خواص این عنصرهای ناشناخته را پیش‌بینی کرد. در جدول ۱ یکی از این عنصرها و خواص آن را مشاهده می‌کنید. جالب است که پس از یافتن این عنصر ، خواص پیش‌بینی شده با خواصی که برای آن مشاهده شد، مطابقت داشت.

جدول ۱ مقایسهٔ خواص مشاهده‌شدهٔ گالیم با خواص پیش‌بینی شده توسط مندلیف پیش از کشف آن

عنصر پیش‌بینی شده	نام عنصر (سال کشف)	خواص	پیش‌بینی شده	مشاهده شده
اِکا*آلومینیم	گالیم ۱۸۷۵	چگالی نقطهٔ ذوب فرمول اکسید	۶/۰g/mL کم Ea_2O_3	۵/۹۶g/mL ۳۰°C Ga_2O_3

* «اِکا» در زبان روسی به معنی «مشابه» است.

یکی از موارد بی‌نظمی که در جدول مندلیف مشاهده می‌شد جای خالی یک عنصر میان کلسیم و تیتانیم بود. مندلیف معتقد بود این محل به عنصری تعلق دارد که تا آن زمان کشف نشده بود. امروزه این عنصر را با نام اسکاندیم می‌شناسیم. او همچنین خواص گالیم و ژرمانیم و هفت عنصر دیگر را پیش بینی کرد که این پیش‌گویی‌ها در هشت مورد درست بود. مندلیف نیز به‌خاطر این پیش‌بینی‌های درست خود تا این اندازه مشهور شده است.

در جدول مندلیف که در آن عنصرها برحسب افزایش جرم اتمی در کنار هم قرارگرفته بودند افزون بر وجود جاهای خالی، در چند مورد نیز بی‌نظمی‌هایی مشاهده می‌شد. زیرا او در مواردی مجبور بود برای قراردادن عنصرهایی با خواص مشابه در یک ستون، ترتیب قرارگرفتن عنصرها را برحسب افزایش جرم اتمی بر هم بزند. به‌عنوان مثال، در جدول پیشنهادی او نیکل بعد از کبالت و نیز ید بعد از تلور آمده است درصورتی که جرم اتمی نیکل و ید به‌ترتیب از کبالت و تلور کمتر است. فرض مندلیف این بود که چنین بی‌نظمی‌هایی به علت خطا در اندازه‌گیری جرم اتمی روی داده است. اما مدتی بعد معلوم شد که این اندازه‌گیری‌ها کاملاً درست بوده است.

جدول تناوبی امروزی عنصرها

چهل سال پس از مندلیف، موزلی و رادرفورد کشف کردند که بار مثبت هسته یا عدد اتمیِ اتم هر عنصر منحصر به فرد است و اتم عنصرهای مختلف، عدد اتمی متفاوتی دارد. هنگامی که آنها عنصرها را برحسب افزایش عدد اتمی مرتب کردند، بی‌نظمی‌های موجود در جدول مندلیف، که در نتیجهٔ مرتب کردن عنصرها برحسب افزایش جرم اتمی پیش آمده بود، به‌آسانی توجیه شد. از آن زمان تاکنون عنصرها را برحسب افزایش عدد اتمی

به شکل جدولی در کنار هم می‌چینند. به این جدول، **جدول تناوبی عنصرها** می‌گویند.

شکل ۲، متداول‌ترین شکل جدول تناوبی است که در حال حاضر توسط شیمی‌دان‌ها مورد استفاده قرار می‌گیرد. این جدول براساس **قانون تناوبی** عنصرها استوار است. بر طبق این قانون هرگاه عنصرها را برحسب افزایش عدد اتمی در کنار یک‌دیگر قرار دهیم خواص فیزیکی و شیمیایی آنها به صورت تناوبی تکرار می‌شود.

از آن‌جا که رفتار شیمیایی هر عنصر به وسیله آرایش الکترونی آن تعیین می‌شود، مهم‌ترین نکته در جدول تناوبی تشابه آرایش الکترونی لایهٔ ظرفیت عنصرهای یک خانواده در بسیاری از گروه‌های این جدول است. بنابراین با نگاهی به جدول تناوبی متوجه می‌شویم که خواص شیمیایی عنصرهای هم‌گروه به این دلیل مشابه هستند که آرایش الکترونی لایهٔ ظرفیت آنها به یک‌دیگر شبیه است.

ویژگی‌های گروهی عنصرها

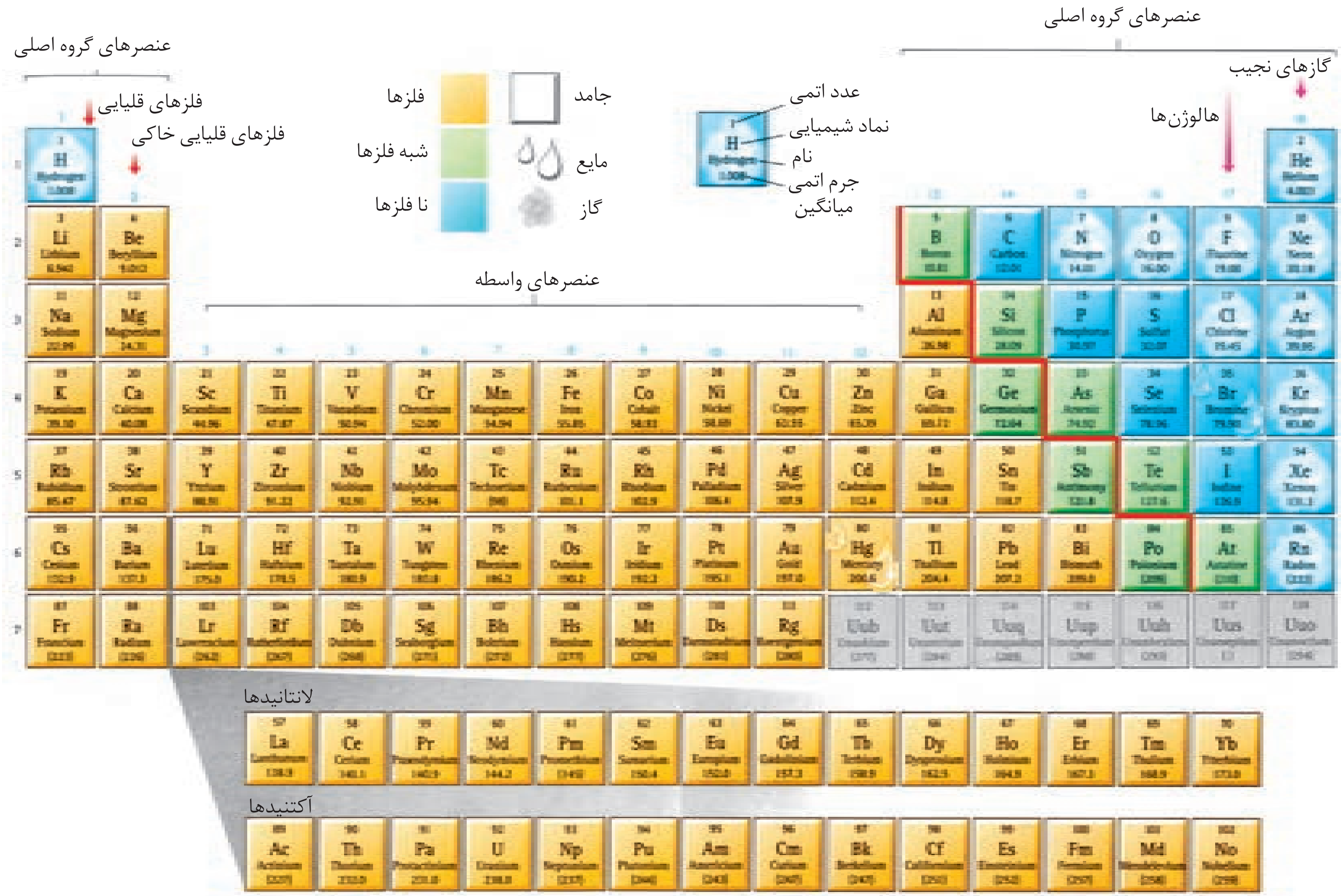
در حدود ۹۱ عنصر از جدول تناوبی در طبیعت یافت می‌شوند. عنصرها را به شرح زیر به سه دسته تقسیم می‌کنند: فلزها، نافلزها و شبه فلزها

فلزها: بیش از ۸۰ درصد عنصرها فلز هستند. مانند عنصرهای قلیایی، قلیایی خاکی، واسطه و عنصرهای دیگری مانند آلومینیم، قلع، بیسموت و... خواصی از جمله رسانایی خوب گرما و برق، دارا بودن سطح براق، قابلیت چکش‌خواری و شکل‌پذیری از ویژگی‌های مشترک همهٔ فلزهاست.

نافلزها: این عنصرها به‌طور معمول رساناهای خوبی برای گرما و برق نیستند. برخلاف فلزها به حالت جامد، شکننده‌اند و عموماً سطح براقی هم ندارند. بیشتر نافلزها مانند نیتروژن، اکسیژن، فلوئور و کلر در فشار ۱ atm و دمای اتاق به‌صورت گاز هستند.

شبه فلزها: اگر یک عنصر را نتوان جزو فلزها یا نافلزها طبقه‌بندی کرد آن را جزو شبه فلزها قرار می‌دهند. این عنصرها برخی از خواص فلزها و نافلزها را دارند. یک مثال خوب از شبه فلزها عنصر سیلیسیم است که عنصری درخشان و شکننده است. افزون بر این، سیلیسیم عنصری نیمه‌رسانا نیز هست.

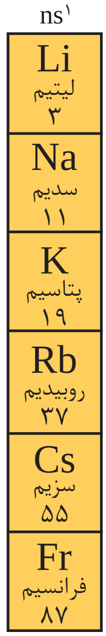
در ادامه به بررسی ویژگی‌های برجستهٔ فلزهای قلیایی و قلیایی خاکی، فلزهای واسطه، اکتینیدها، لانتانیدها، هالوژن‌ها و گازهای نجیب می‌پردازیم.



شکل ۲ جدول تناوبی عنصرها

گروه اول ـ فلزهای قلیایی

فهرست عنصرهای این گروه از جدول تناوبی را در شکل ۳ مشاهده می کنید. این عنصرها همگی فلزهایی نرم و بسیار واکنش‌پذیرند. این فلزها آن چنان نرم هستند که با چاقو بریده می‌شوند و سطح براق آنها به سرعت با اکسیژن هوا وارد واکنش شده، تیره می‌شود. در آزمایشگاه معمولاً این فلزها را زیر نفت نگهداری می کنند تا از تماس مستقیم با اکسیژن هوا و رطوبت در امان باشند. زیرا فلزهای قلیایی حتی با آب سرد به شدت واکنش می‌دهند و ضمن آزاد کردن گاز هیدروژن (H_2) محلولی با خاصیت قلیایی یا بازی به‌وجود می‌آورند، شکل ۴.



شکل ۳ عنصرهای قلیایی

در گذشته انسان به این نکته پی‌برده بود که اگر خاکستر باقی‌مانده از سوختن چوب را با آب مخلوط کند، محلولی به دست می‌آید که می‌تواند چربی ها را در خود حل کند. آنها این محلول را **قلیا** نام نهادند. امروزه می‌دانیم که در خاکستر چوب برخی از ترکیب‌های عنصرهای گروه اول جدول تناوبی وجود دارد، از این‌رو عنصرهای این گروه را **فلزهای قلیایی** نامیده‌اند.

این فلزها دارای خواص فیزیکی و شیمیایی مشابه بسیاری هستند، که در بندهای بعدی به برخی از آنها می‌پردازیم، جدول ۲.



شکل ۴ فلزهای قلیایی را به علت واکنش‌پذیری زیادی که با آب و هوا دارند، در زیر نفت نگاه می‌دارند.

جدول ۲ خواص فلزهای قلیایی

نماد شیمیایی	نام عنصر	آرایش الکترونی لایهٔ ظرفیت	انرژی نخستین یونش ($kJ.mol^{-1}$)	شعاع اتمی (pm)	نقطهٔ جوش (°C)	نقطهٔ ذوب (°C)
Li	لیتیم	۲s^1	۵۲۰	۱۵۲	۱۳۱۷	۱۷۹
Na	سدیم	۳s^1	۴۹۶	۱۸۶	۸۹۲	۹۷/۶
K	پتاسیم	۴s^1	۴۱۹	۲۳۱	۷۷۰	۶۳
Rb	روبیدیم	۵s^1	۴۰۳	۲۴۴	۶۸۸	۳۹
Cs	سزیم	۶s^1	۳۷۵	۲۶۲	۶۷۸	۲۸

واکنش‌پذیری فلزهای قلیایی را می‌توان از روی آرایش الکترونی آنها نیز توضیح داد. چنان که در جدول ۲ آمده است این فلزها در بیرونی‌ترین لایهٔ الکترونی خود (بالاترین سطح انرژی) یک الکترون دارند. بنابراین، آرایش الکترونی ns^1 پس از یک آرایش گاز نجیب، نشان دهندهٔ عنصرهای گروه اول جدول تناوبی است. هنگامی که اتم یک فلز قلیایی، تک الکترون ظرفیتی خود را از دست می‌دهد لایهٔ الکترونی بعدی، لایهٔ بیرونی آن را تشکیل می‌دهد. در این حالت آرایش الکترونی مانند گاز نجیبِ پیش از آن فلز است. بنابراین اتم فلز قلیایی با از دست دادن یک الکترون به آرایش الکترونی پایدار یک گاز نجیب می‌رسد.

آزمایش کنید

واکنش‌پذیری فلزهای گروه اول جدول تناوبی

هدف‌ها

۱ـ مقایسهٔ واکنش‌پذیری عنصرهای لیتیم، سدیم و پتاسیم

۲ـ آشنایی با برخی ویژگی‌های برجستهٔ فلزهای قلیایی

مواد موردنیاز: آب، مقدار کمی از فلزهای لیتیم، سدیم و پتاسیم

وسایل موردنیاز: لولهٔ آزمایش (سه عدد)، جای لولهٔ آزمایش

روش کار

۱ـ سه لولهٔ آزمایش را تا $\frac{۱}{۴}$ حجم آن با آب پر کنید.

۲ـ تکهٔ کوچکی (به‌اندازهٔ یک دانهٔ عدس) از فلزهای لیتیم، سدیم و پتاسیم را هم‌زمان به هریک از لوله‌های آزمایش اضافه کنید و مشاهده‌های خود را یادداشت کنید.

۳ـ تکهٔ کوچک دیگر از سدیم را دوباره در لولهٔ آزمایش دوم بیندازید و انگشت خود را روی دهانهٔ لوله قرار دهید. هنگامی که فشار گاز را احساس کردید، انگشتتان را بردارید و کبریت شعله‌وری به دهانهٔ لوله نزدیک کنید. مشاهدهٔ خود را یادداشت کنید.

پرسش

۱ـ واکنش‌پذیری کدام‌یک از فلزهای لیتیم، سدیم و پتاسیم بیشتر است؟ چرا؟

۲ـ در ارتباط با روند واکنش‌پذیری فلزهای گروه اول فرضیه‌ای ارایه دهید.

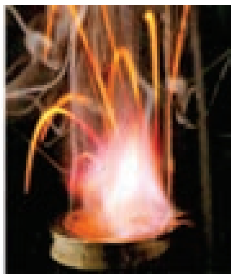
۳ـ پیش‌بینی می‌کنید که واکنش سزیم با آب چگونه باشد؟چرا؟



....



....



....

شکل ۵ مقایسهٔ واکنش‌پذیری لیتیم، سدیم و پتاسیم با آب. کدام تصویر مربوط به کدام فلز است؟

شعله بر اثر آتش گرفتن گاز هیدروژن تولید شده طی واکنش فلز قلیایی با آب ایجاد شده است.

بیشتر بدانید

به نظر می‌رسد تعداد زیادی از افراد جامعه از ضعف و ناتوانی ناشی از افسردگی و جنون رنج می‌برند. عنصر لیتیم می‌تواند به درمان بسیاری از این افراد کمک کند. هر ساله، پزشکان سراسر دنیا مقادیر زیادی لیتیم کربنات (Li_2CO_3) برای درمان این‌گونه بیماران تجویز می‌کنند.

اگرچه تاکنون ساز و کار عملکرد لیتیم به‌خوبی شناخته نشده است، اما به نظر می‌رسد که یون لیتیم با تأثیر بر شیوهٔ عکس‌العمل سلول‌های مغز به انتقال دهنده‌های عصبی ، موجب آرامش اختلالات مغزی می‌شود.انتقال‌دهنده‌های عصبی، گروهی از مولکول‌ها هستند که انتقال تحریک‌های عصبی را آسان می‌کنند.

در واقع، به نظر می‌رسد که یون لیتیم مانع از انجام یک چرخهٔ پیچیده از واکنش‌ها در مغز می‌شود و به این ترتیب، از انتقال دوباره یا تقویت تحریک‌های عصبی که به‌وسیلهٔ انتقال‌دهنده‌های عصبی و هورمون‌ها به مغز می‌رسند، جلوگیری می‌کند. براساس این نظریه، رفتارهایی نظیر جنون یا افسردگی، ناشی از

فعالیت بیش از حد این چرخه است. از این رو، لیتیم با جلوگیری از انجام این چرخه، موجب می‌شود که فرد، رفتاری مناسب و متعادل پیدا کند.

مدارک زیادی وجود دارد که نشان می‌دهد، رفتارهای ناهنجار تا اندازهٔ زیادی ناشی از تنظیم نامناسب انتقال‌دهنده‌های عصبی و هورمون‌هاست. به عنوان نمونه، براساس پژوهشی در فنلاند، مقدار سروتونین در بدن اغلب تبهکاران خطرناک، به‌ویژه آنهایی که به عمد حریق ایجاد می‌کنند، از حد معمول کمتر است. سروتونین یک انتقال‌دهندهٔ عصبی است. هم‌اکنون، مطالعه روی لیتیم به‌عنوان دارویی برای درمان رفتارهای ناهنجار ادامه دارد.

گروه دوم ـ فلزهای قلیایی خاکی

در این گروه فلزهایی جای دارند که نسبت به گروه فلزهای قلیایی سخت‌تر و چگال‌تر هستند و نقطهٔ ذوب آنها نیز بالاتر است. در جدول ۳ با عنصرهای این گروه و شباهت آرایش الکترونی بیرونی‌ترین سطح انرژی آنها با یک‌دیگر و تفاوت این آرایش الکترونی با فلزهای گروه اول آشنا می‌شوید. کلیهٔ فلزهای قلیایی خاکی واکنش‌پذیرند اما واکنش‌پذیری شیمیایی آنها به اندازهٔ عنصرهای گروه اول نیست. اما چرا واکنش‌پذیری آنها کمتر است؟ عنصرهای گروه قلیایی خاکی در لایهٔ ظرفیت خود دو الکترون دارند (ns^2) و برای رسیدن به آرایش الکترونی گاز نجیب پیش از خود باید دو الکترون از دست بدهند. در حالی که عنصرهای قلیایی برای رسیدن به آرایش الکترونی گاز نجیب پیش از خود تنها یک الکترون از دست می‌دهند.

ns^2

Be بریلیم ۴
Mg منیزیم ۱۲
Ca کلسیم ۲۰
Sr استرانسیم ۳۸
Ba باریم ۵۶
Ra رادیم ۸۸

عنصرهای قلیایی خاکی

جدول ۳ خواص فلزهای قلیایی خاکی

نماد شیمیایی	نام عنصر	آرایش الکترونی لایهٔ ظرفیت	انرژی نخستین یونش $(kJ.mol^{-1})$	شعاع اتمی (pm)	نقطهٔ جوش (°C)	نقطهٔ ذوب (°C)
Be	بریلیم	$2s^2$	۸۹۹	۱۱۱	۲۷۷۰	۱۲۸۰
Mg	منیزیم	$3s^2$	۷۳۸	۱۶۰	۱۱۰۷	۶۵۰
Ca	کلسیم	$4s^2$	۵۹۰	۱۹۷	۱۴۸۴	۸۳۸
Sr	استرانسیم	$5s^2$	۵۴۸	۲۱۵	۱۳۸۰	۷۷۰
Ba	باریم	$6s^2$	۵۰۲	۲۱۷	۱۶۴۰	۷۱۴

اطلاعات جمع آوری کنید

در یک فعالیت گروهی تحقیق کنید که چرا این گروه از عنصرها را فلزهای قلیایی خاکی نامیده‌اند؟ در ضمن یکی از این فلزها را انتخاب کنید و در مورد خواص فیزیکی و شیمیایی و کاربردهای آن در زندگی و صنعت مقاله‌ای تهیه کرده در کلاس ارائه دهید.

آزمایش کنید

واکنش‌پذیری فلزهای گروه دوم جدول تناوبی

هدف‌ها

۱ـ مقایسهٔ واکنش‌پذیری منیزیم و کلسیم

۲ـ آشنا شدن با چگونگی واکنش هیدروکلریک اسید با فلزهای کلسیم و منیزیم

۳ـ شناختن گاز حاصل از واکنش منیزیم یا کلسیم با هیدروکلریک اسید

مواد موردنیاز: هیدروکلریک اسید غلیظ، نوار منیزیم، کلسیم (از کلسیم تازه استفاده کنید.)

وسایل موردنیاز: جای لولهٔ آزمایش، لولهٔ آزمایش (دو عدد)

روش کار

۱ـ دو لولهٔ آزمایش را تا $\frac{۱}{۴}$ حجم آنها با هیدروکلریک اسید یک مولار پر کنید.

۲ـ تکهٔ کوچکی از فلز کلسیم و نوار منیزیم را هم‌زمان به لوله‌های آزمایش بیفزایید و مشاهدهٔ خود را یادداشت کنید.

۳ـ تکهٔ کوچک دیگری از نوار منیزیم را در لولهٔ آزمایش اول بیندازید و انگشت خود را روی دهانهٔ لوله قرار دهید. هنگامی که فشار گاز را احساس کردید، انگشتتان را بردارید و کبریت شعله‌وری را به دهانهٔ لوله نزدیک کنید. مشاهدهٔ خود را یادداشت کنید.

پرسش

۱ـ واکنش‌پذیری فلز کلسیم بیشتر است یا منیزیم؟ چرا؟

۲ـ روند واکنش‌پذیری فلزهای گروه دوم جدول تناوبی را چگونه ارزیابی می‌کنید؟



عنصرهای قلیایی خاکی

بیشتر بدانید

کلسیم در تشکیل استخوان نقش مهمی دارد. کمبود نمک‌های کلسیم در رژیم غذایی به ویژه در دورهٔ رشد استخوان‌ها، ممکن است سبب نرمی استخوان و شکنندگی آن شود. شیر یک منبع مهم شناخته شده برای تأمین کلسیم مورد نیاز بدن است. در جدول صفحهٔ بعد میزان نیاز گروه‌های مختلف سنی به کلسیم نشان داده شده است.

یکی از بیماری‌هایی که بر اثر کمبود کلسیم در بدن بویژه در افراد سالخورده بروز می‌کند، بیماری پوکی استخوان است. در این بیماری که بیشتر در افراد بالای پنجاه سال دیده می‌شود، استخوان‌های بدن جرم خود را از دست داده، شکننده می‌شوند.

امروزه پژوهشگران رشتهٔ پزشکی بر این باورند که برای جلوگیری از بروز این بیماری، کودکان، نوجوانان و افراد جوان باید روزانه به مقدار مورد نیاز کلسیم مصرف کنند تا در سنین بالا دچار بیماری

فراوان‌ترین فلز قلیایی خاکی، کلسیم است. ترکیب‌های کلسیم‌داری مانند سنگ آهک و سنگ مرمر به فراوانی در پوستهٔ زمین یافت می‌شوند.

پوکی استخوان نشوند. با این کار استخوان‌های آنها در سنین اولیهٔ زندگی محکم‌تر و قوی‌تر می‌شود و احتمال پوکی آنها در سنین بالاتر کاهش می‌یابد.

گروه سنی	مقدار بهینهٔ نیاز روزانه به کلسیم mg*
کودکان	۸۰۰
نوجوانان و جوانان	۱۲۰۰ تا ۱۵۰۰
مردان ۲۵ـ۵۰	۸۰۰
مردان ۵۱ـ۶۵	۱۰۰۰
مردان بالاتر از ۶۵	۱۵۰۰
زنان ۲۵ـ۵۰	۱۰۰۰
زنان ۵۱ـ۶۵	۱۵۰۰
زنان باردار	۱۹۰۰

* مقدار کلسیم لازم برای ساختن و حفظ جرم استخوان‌ها و جلوگیری از بروز بیماری

اصولاً نیاز به کلسیم در سنین ۹ تا ۱۸ سالگی (یعنی هنگامی که بدن انسان تقریباً ۲۷ درصد از جرم استخوان‌های خود را می‌سازد) بیشتر از بقیهٔ مراحل زندگی است.

گروه‌های سوم تا دوازدهم ـ عنصرهای واسطه

این عنصرها مانند گروه‌های اول و دوم جدول تناوبی همگی فلز هستند، اما واکنش‌پذیری شیمیایی آنها کمتر است. به‌جز جیوه، این فلزها از فلزهای گروه‌های اول و دوم سخت‌تر، چگال‌تر و دیرذوب‌تر هستند. بی‌نظمی‌های متعددی نیز در آرایش الکترونی عنصرهای واسطه به چشم می‌خورد. در لایهٔ ظرفیت عنصرهای گروه‌های ۳ تا ۱۲ برخلاف عنصرهای گروه‌های اول و دوم جدول تناوبی تعداد الکترون‌ها متغیر هستند. همچنین بسیاری از آنها دو الکترون و برخی دیگر یک الکترون در اوربیتال s لایهٔ ظرفیت خود دارند.

می‌دانید که در عنصرهای واسطه اوربیتال‌های زیر لایهٔ d در حال پرشدن هستند از این‌رو به آنها عنصرهای دستهٔ d نیز گفته می‌شود. با مراجعه به جدول تناوبی عنصرها، شکل ۲، ملاحظه می‌شود که دو دستهٔ دیگر از عنصرها که **عنصرهای واسطهٔ داخلی** نامیده می‌شوند، در زیر جدول جای داده شده‌اند. این دو دسته از عنصرها به ترتیب **لانتانیدها** و **اکتینیدها** نامیده می‌شوند. لانتانیدها عنصرهای ۵۷ تا ۷۰ جدول تناوبی را تشکیل می‌دهند. نام این دسته از عنصرها از فلز لانتان ($_{57}La$) گرفته شده است. لانتانیدها فلزهایی براق هستند و واکنش‌پذیری شیمیایی قابل توجهی دارند.

عنصرهای ۸۹ تا ۱۰۲ دستهٔ اکتینیدها را تشکیل می‌دهند. نام این دسته نیز از

هستهٔ پایدارترین شکل عنصر اورانیم تا نزدیک به ۴/۵ میلیارد سال پایدار است. امّا، عمر هستهٔ بقیه اکتینیدها (بجز توریم) به اندازه‌ای کوتاه است که هر مقدار از آن که در زمان پیدایش زمین تشکیل شده است، باید تاکنون متلاشی شده باشند.

عنصر ۸۹ اکتینیم ($_{۸۹}Ac$) گرفته شده است. در این عنصرها ساختار هسته نسبت به آرایش الکترونی از اهمیت کاربردی بیشتری برخوردار است. همهٔ اکتینیدها هستهٔ ناپایداری دارند، به این علت از جمله عنصرهای پرتوزا به‌شمار می‌آیند. شاید مشهورترین اکتینید، اورانیم باشد که از فروپاشی هستهٔ آن انرژی لازم برای تولید برق در نیروگاه‌ها، زیردریایی‌ها و ناوهای هواپیمابر فراهم می‌شود.

عنصرهای گروه‌های سیزدهم تا هیجدهم

عنصرهای این گروه‌ها را به عنوان عنصرهای دستهٔ p جدول می‌شناسیم، زیرا در آنها اوربیتال‌های p درحال پر شدن هستند. در شکل ۲ موقعیت عنصرهای یاد شده را در جدول تناوبی عنصرها مشاهده می‌کنید. این عنصرها برخی فلزها، نافلزها و شبه فلزها را شامل می‌شود. احتمالاً با برخی از این عنصرها از جمله کربن، نیتروژن، اکسیژن، آلومینیم، قلع و سرب آشنا هستید. دو عنصر سیلیسیم از گروه ۱۴ و اکسیژن از گروه ۱۶ جزو فراوان‌ترین عنصرهای موجود در پوستهٔ زمین هستند. از میان گروه‌های ۱۳ تا ۱۸ گروه هالوژن‌ها و گروه گازهای نجیب نام‌های اختصاصی دارند. گروه هالوژن‌ها عنصرهای گروه ۱۷ و گازهای نجیب عنصرهای گروه ۱۸ را تشکیل می‌دهند.

$ns^۲ np^۵$
F فلوئور ۹
Cl کلر ۱۷
Br برم ۳۵
I ید ۵۳
At استاتین ۸۵

هالوژن‌ها

هالوژن‌ها به آسانی با فلزها، به‌ویژه فلزهای قلیایی، واکنش می‌دهند و نمک‌ها را می‌سازند. هالوژن در زبان لاتین به معنی **نمک‌ساز** است. می‌دانید که نمک خوراکی از یک هالوژن به نام کلر و یک فلز قلیایی به نام سدیم تشکیل می‌شود.

$$۲Na(s) + Cl_۲(g) \longrightarrow ۲NaCl(s)$$

از نظر شیمیایی هالوژن‌ها واکنش‌پذیرترین نافلزها هستند و در بیرونی‌ترین لایهٔ الکترونی، تنها یک الکترون کمتر از اتم گاز نجیب پس از خود دارند. از این‌رو هنگامی که هالوژن‌ها در یک واکنش شیمیایی شرکت می‌کنند تمایل دارند الکترون مورد نیاز خود را برای رسیدن به آرایش الکترونی گاز نجیب پس از خود، دریافت کنند و تا حدودی به پایداری می‌رسند.

عنصرهای گروه ۱۸یا گازهای نجیب در گذشته به گازهای بی‌اثر معروف بودند. این عنصرها را از آن جهت بی‌اثر می‌نامیدند که تا مدت‌ها تصور می‌شد در هیچ واکنش شیمیایی شرکت نمی‌کنند. در واقع تاکنون هیچ ترکیب شیمیایی پایداری از عنصرهای هلیم ، نئون و آرگون شناخته نشده است. عنصرهای دیگر این گروه کریپتون، زنون و رادون نام دارند. این گازها واکنش‌پذیری بسیار کمی دارند و در سال‌های اخیر چند ترکیب شیمیایی از آنها ساخته شده است.

آزمایش کنید

مقایسهٔ فعالیت شیمیایی هالوژن‌ها

هدف‌ها

۱ـ آشنا شدن با برخی از هالوژن‌ها

۲ـ مقایسهٔ روند تغییر واکنش‌پذیری در گروه هالوژن‌ها

وسایل مورد نیاز: ۳ عدد بشر، ۹ عدد لولهٔ آزمایش، جای لولهٔ آزمایش، ۲ عدد بالون حجمی ۵۰mL

مواد مورد نیاز: پتاسیم کلرید، پتاسیم یدات، پتاسیم برمات، پتاسیم برمید، پتاسیم یدید، مایع سفید کننده ،محلول غلیظ هیدروکلریک اسید

روش کار

۱ـ ۰/۷۵ گرم KCl (پتاسیم کلرید) را به کمک ترازو توزین کرده، در آب حل کنید و سپس محلول حاصل را در یک بالون حجمی ۵۰ میلی لیتری بریزید و به کمک آب مقطر به حجم برسانید.

۲ـ ۱/۲ گرم KBr (پتاسیم برمید) را به کمک ترازو توزین کرده، در آب حل کنید و این محلول را مطابق بند ۱ روش کار در یک بالون ۵۰ میلی لیتری به حجم برسانید.

۳ـ ۱/۷ گرم KI (پتاسیم یدید) را به کمک ترازو توزین کرده، در آب حل کنید و این محلول را مطابق بند ۱ روش کار در یک بالون ۵۰ میلی لیتری به حجم برسانید.

۴ـ ۱۰ میلی لیتر مایع سفید کنندهٔ تجاری را در یک بشر بریزید و به آن ۷/۵ میلی لیتر محلول غلیظ هیدروکلریک اسید (این اسید توسط مربی آزمایشگاه در اختیار شما قرار می‌گیرد) اضافه کنید تا آب کلر به‌دست آید.

۵ـ ۱۵ میلی لیتر از محلول KBr (پتاسیم برمید) را در یک بشر بریزید، سپس به کمک ترازو ۰/۰۱ گرم $KBrO_۳$ (پتاسیم برمات) را توزین کرده، به بشر اضافه کنید. سپس ۲/۵ میلی لیتر محلول غلیظ هیدروکلریک اسید به آن بیفزایید تا آب برم حاصل شود.

۶ـ ۱۵ میلی لیتر آب را در یک بشر بریزید و به آن مقدار کمی $KIO_۳$ (پتاسیم یدات) اضافه کنید. سپس ۲ قطره محلول KI (پتاسیم یدید) و ۲/۵ میلی لیتر محلول غلیظ هیدروکلریک اسید به آن بیفزایید تا آب ید به‌دست بیاید.

۷ـ ۹ عدد لولهٔ آزمایش را به سه دستهٔ سه‌تایی تقسیم کنید و در هر دسته به‌ترتیب ۱ میلی لیتر محلول پتاسیم کلرید، پتاسیم برمید و پتاسیم یدید بریزید.

۸ـ به سه لولهٔ آزمایش محتوی پتاسیم کلرید، به‌ترتیب ۱ میلی لیتر آب کلر به لولهٔ اول،

۱ میلی لیتر آب برم به لولهٔ دوم و ۱ میلی لیتر آب ید به لولهٔ سوم اضافه کنید و مشاهده‌های خود را یادداشت کنید.

۹ـ مرحلهٔ ۸ را با سه لولهٔ آزمایش محتوی پتاسیم برمید تکرار کنید و مشاهده‌های خود را یادداشت کنید.

۱۰ـ مرحلهٔ ۸ را با سه لولهٔ آزمایش محتوی پتاسیم یدید تکرار کنید و مشاهده‌های خود را یادداشت کنید.

پرسش

۱ـ در میان این هالوژن‌ها کدام یک بیشترین و کدام یک کمترین واکنش‌پذیری را دارد؟ با آوردن دلیل پاسخ خود را توضیح دهید.

۲ـ آیا بر اثر افزایش محلول پتاسیم یدید به محلول آب برم واکنشی روی می‌دهد؟ چرا؟

گازهای نجیب با آرایش الکترونی ویژهٔ خود شناخته می‌شوند. در این عنصرها (به‌جز هلیم که فقط اوربیتال s دارد) اوربیتال‌های s و p در بیرونی‌ترین لایهٔ الکترونی ـ لایهٔ ظرفیت ـ پر هستند (ns^2np^6). به دلیل واکنش‌پذیری بسیار کم این گازها می‌توان نتیجه گرفت که پایداری آنها نتیجهٔ داشتن چنین آرایشی از الکترون‌هاست. از سوی دیگر، هنگامی که در یک واکنش شیمیایی اتم یک عنصر فلزی یا نافلزی یک یا چند الکترون از دست می‌دهد یا به دست می‌آورد آرایش الکترونی یون حاصل مشابه یک گاز نجیب می‌شود. علی‌رغم واکنش‌پذیری کم گازهای نجیب این عنصرهای تک اتمی کاربردهای بسیاری دارند. برای مثال از نئون در تابلوهای روشنایی تبلیغاتی و لیزرهای گازی استفاده می‌شود.

$1s^2$

He هلیم ۲

ns^2np^6

Ne نئون ۱۰
Ar آرگون ۱۸
Kr کریپتون ۳۶
Xe زنون ۵۴
Rn رادون ۸۶

گازهای نجیب

هیدروژن، یک خانوادهٔ تک عضوی

هیدروژن عنصری است که در جدول تناوبی یکّه و تنهاست. این عنصر از آن جهت در یک خانوادهٔ جداگانه قرار می‌گیرد که به لحاظ شیمیایی به عنصرهای دیگر شباهت ندارد. وجود یک الکترون در اطراف هستهٔ این اتم که تنها از یک پروتون تشکیل شده است، سبب می‌شود که این عنصر به آسانی با بیشتر عنصرها از جمله با اکسیژن واکنش دهد. به دلیل واکنش‌پذیری زیاد هیدروژن با عنصرهای گوناگون آن را نمی‌توان به حالت آزاد در طبیعت یافت در صورتی که ترکیب‌های آن به فراوانی یافت می‌شوند. آب فراوان‌ترین ترکیب هیدروژن‌دار است.

آشنایی با برخی روندهای تناوبی

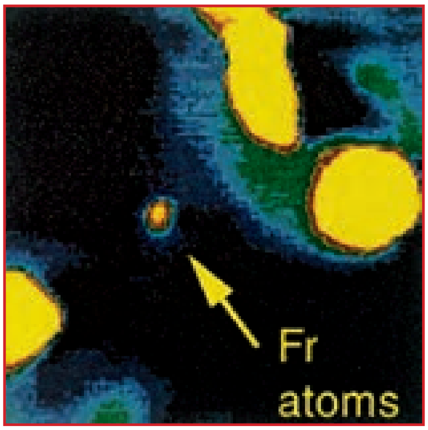
همان‌طوری که می‌دانید عنصرها در جدول تناوبی برحسب افزایش عدد اتمی در کنار یک‌دیگر قرار گرفته‌اند. به این ترتیب می‌توانیم روندهای ویژه‌ای را در میان آنها مشاهده کنیم. برای مثال واکنش فلزهای قلیایی با آب را مورد توجه قرار می‌دهیم. این واکنش به تولید گاز هیدروژن و تشکیل یک محلول قلیایی می‌انجامد. در این گروه واکنش‌پذیری چگونه تغییر می‌کند؟ در هر تناوب که از سمت چپ با یک فلز قلیایی (گروه ۱) شروع می‌شود و در سمت راست به یک هالوژن(گروه ۱۷) می‌رسد، خصلت فلزی به‌تدریج کاهش یافته، بر خصلت نافلزی عنصرها افزوده می‌شود. در انتهای تناوب نیز آخرین عنصر، یک گاز نجیب است.عنصری که یا میل ترکیبی ندارد یا میل ترکیبی آن بسیار اندک است.

بیشتر بدانید

از ۱۱۵ عنصر که تاکنون شناخته شده، ۱۱ عنصر در شرایط معمولی به حالت گاز هستند. از این ۱۱ عنصر،۶عنصر متعلق به گروه ۱۸ جدول تناوبی (گازهای نجیب He،Ne، Ar، Kr، Xe و Rn) هستند و پنج عنصر دیگر عبارت‌اند از هیدروژن(H_2)، نیتروژن(N_2)، اکسیژن (O_2)، فلوئور(F_2)و کلر(Cl_2). شگفت‌آور است که در میان عنصرهای موجود در طبیعت، تنها دو عنصر در دمای اتاق به حالت مایع است؛ جیوه (Hg) و برم (Br_2).

متأسفانه، ویژگی‌های همهٔ عنصرهای شناخته‌شده معلوم نیست، زیرا مقدار تهیه شده از برخی از آنها به اندازه‌ای ناچیز است که نمی‌توان آن را مورد بررسی قرار داد. برای پیش‌بینی ویژگی‌های این عنصرها باید بر روندهای تناوبی تکیه کرد.

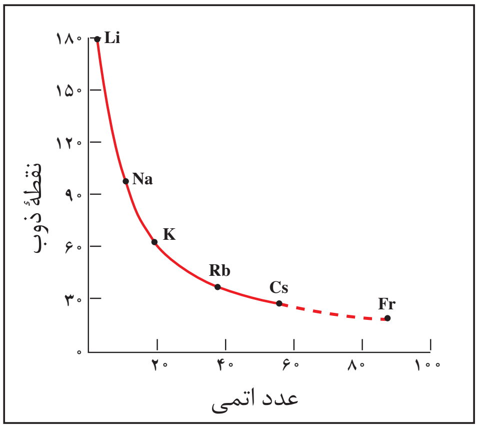
فرانسیم (Fr)، آخرین عضو گروه ۱ جدول تناوبی، را در نظر بگیرید. همهٔ ایزوتوپ‌های فرانسیم پرتوزا هستند. پایدارترین ایزوتوپ این عنصر، فرانسیم ـ ۲۲۲ با نیم‌عمر ۲۱ دقیقه است.(نیم‌عمر یک مادهٔ پرتوزا، مدت زمان لازم برای فروپاشی و از بین‌رفتن نصف آن ماده است.) این نیم‌عمر کوتاه بیان‌گر آن است که تنها مقادیر بسیار کمی از فرانسیم می‌تواند در طبیعت وجود داشته باشد. همچنین، اگر چه ساخت فرانسیم در آزمایشگاه امکان‌پذیر است، اما تهیه و جداسازی مقداری از آن که قابل وزن‌کردن باشد، ممکن نیست. از این رو، اطلاعات موجود دربارهٔ ویژگی‌های فیزیکی و شیمیایی فرانسیم بسیار



تصویری از اتم‌های فرانسیم ـ ۲۱۰ که از بمباران طلا به وسیلهٔ اکسیژن به وجود آمده‌اند. قطر نقطهٔ مرکزی 1mm و شامل حدود ۱۰،۰۰۰ اتم است. نور زردرنگ از اتم‌های فرانسیمی ساطع می‌شود که به‌وسیلهٔ پرتوی لیزر برانگیخته شده‌اند.

اندک است. با وجود این، به کمک روندهای تناوبی در یک گروه می‌توان برخی از این ویژگی‌ها را پیش‌بینی کرد.

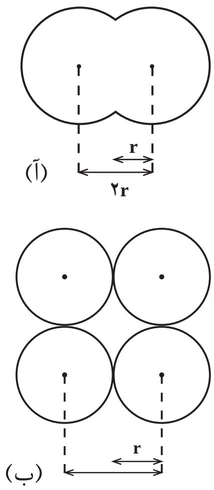
نقطهٔ ذوب فرانسیم را به‌عنوان نمونه در نظر بگیرید. نمودار روبه‌رو نشان می‌دهد که نقطهٔ ذوب فلزهای قلیایی با افزایش عدد اتمی، کاهش می‌یابد. براساس این نمودار، نقطهٔ ذوب فرانسیم حدود $23^{\circ}C$ پیش‌بینی می‌شود. بنابراین، این عنصر در شرایط معمولی مایع است.



نمودار نقطهٔ ذوب فلزهای قلیایی برحسب عدد اتمی آنها. اگر این نمودار را برون‌یابی کنیم، نقطهٔ ذوب فرانسیم $23^{\circ}C$ به‌دست می‌آید.

روند تغییر شعاع اتمی در جدول تناوبی عنصرها

چنان که در بخش نخست کتاب نیز اشاره شد بیشتر فضای اتم خالی است. در واقع الکترون‌ها در محدوده‌هایی حرکت می‌کنند که شبیه به ابر به‌نظر می‌رسند. با این تشبیه می‌توان تصور کرد که تا چه اندازه، اندازه‌گیری ابعاد اتم‌ها دشوار است، زیرا مرزهای یک تودهٔ ابر مانند، نامشخص و متغیر است. اندازهٔ یک اتم به‌وسیلهٔ شعاع آن تعیین می‌شود. بنا بر تعریف به نصف فاصلهٔ میان هستهٔ دو اتم مشابه در یک مولکول دو اتمی **شعاع اتمی** گفته می‌شود. بر اساس این تعریف تعیین شعاع برخی از اتم‌ها در شکل ۶ نشان داده شده است. در روش دیگری برای تعیین شعاع اتم‌ها از اندازه‌گیری فاصلهٔ بین اتمی در بلور یک عنصر استفاده می‌شود. به دلیل همین تنوع در روش‌های تعیین شعاع‌های اتمی جدول‌های مربوط به این مقادیر معمولاً با یک دیگر اندکی تفاوت دارند. توجه داشته باشید که در شکل ۶ اتم‌ها به صورت گوی‌های ساده‌ای تصور شده‌اند.



شکل ۶ روش‌های تعیین شعاع اتمی

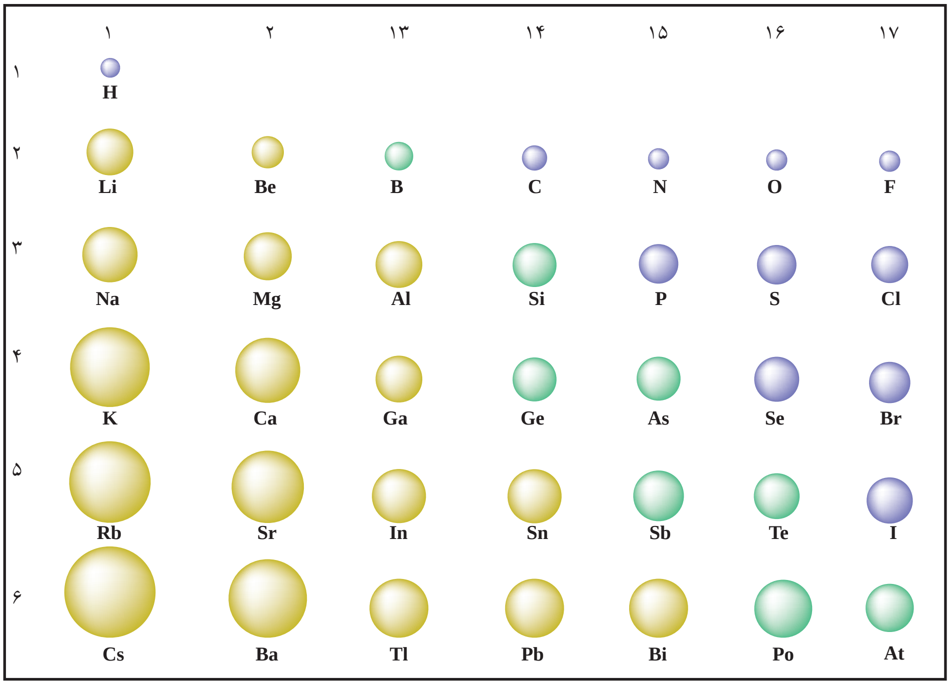
آ) در یک مولکول دواتمی. در این جا به r شعاع کووالانسی می‌گویند.

ب) در بلور یک عنصر. در این جا به r شعاع وان‌دروالسی می‌گویند.

با توجه به شکل، برای یک عنصر کدام شعاع بزرگ‌تر است؟ شعاع کووالانسی یا شعاع وان‌دروالسی؟

آیا تغییر شعاع اتمی عنصرها از یک روند تناوبی برخوردار است؟ در شکل ۷ شعاع اتمی عنصرهای گروه‌های اصلی آمده است. به نظر شما شعاع اتمی عنصرها در هر گروه از جدول تناوبی چگونه تغییر می‌کند؟ اگر به آرایش الکترونی عنصرهای جدول توجه کنیم متوجه می‌شویم که با حرکت از بالا به پایین در یک گروه جدول به ازای هر تناوب یک لایهٔ الکترونی جدید به تعداد لایه‌های الکترونی عنصرها افزوده می‌شود. بنابراین، شعاع اتمی به دو دلیل در یک گروه از عنصرها افزایش می‌یابد:

آ) با زیادشدن تعداد لایه‌های الکترونی، شعاع اتمی نیز افزایش می‌یابد. به عبارت دیگر، الکترون‌ها در فاصله‌های دورتری نسبت به هسته قرار می‌گیرند.



شکل ۷ روند تغییر شعاع اتمی عنصرها در هر گروه و تناوب

ب) در یک گروه از بالا به پایین با افزایش عدد اتمی بار مثبت هسته افزایش می‌یابد، اما هم‌زمان نیز تعداد الکترون‌ها در اوربیتال‌های لایه یا لایه‌های موجود میان هسته و لایهٔ الکترونی بیرونی (ظرفیت) اتم، افزایش می‌یابد. وجود الکترون‌ها در اوربیتال‌های درونی و دافعهٔ آنها با الکترون‌های لایهٔ ظرفیت، از تأثیر نیروی جاذبهٔ هسته بر الکترون‌های موجود در لایهٔ الکترونی بیرونی می‌کاهند و هم‌زمان با افزایش فاصلهٔ الکترون‌های بیرونی از هسته افزایش شعاع اتمی را سبب می‌شود. به این پدیده **اثر پوششی الکترون‌های درونی** گفته می‌شود. این اثر پوششی سبب می‌شود که هسته بر الکترون‌های لایهٔ بیرونی نیروی جاذبهٔ کمتری اعمال کند. از این رو، این الکترون‌ها تحرک بیشتری نسبت به الکترون‌های درونی دارند و به این دلیل می‌توانند در فواصل دورتری از هسته حضور یابند.

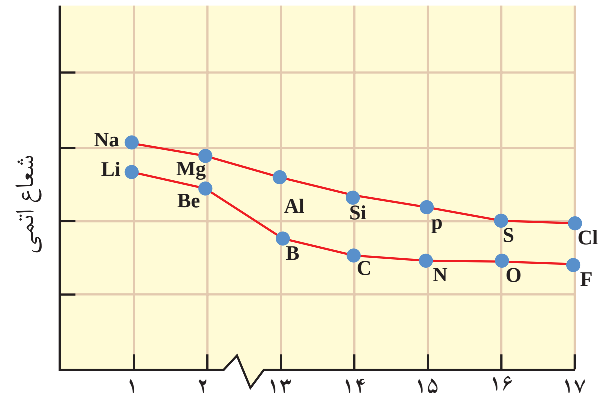
فکر کنید

۱ـ به بار مثبتی که یک الکترون در فاصلهٔ معینی از هسته احساس می‌کند **بار مؤثر هسته** برای آن الکترون می‌گویند.

آ) بار مؤثر هسته برای کدام الکترون‌ها کمتر است؟ لایه‌های درونی یا لایهٔ ظرفیت؟

ب) بار مؤثر هستهٔ اتم هر عنصر در هر تناوب چگونه تغییر می‌کند؟ چرا؟

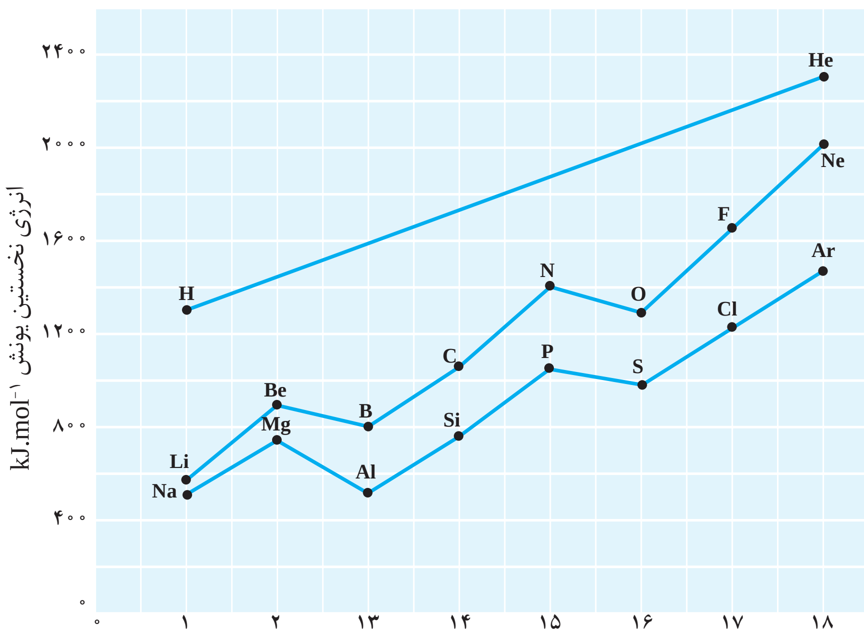
۲ـ چنان‌که در نمودار زیر مشاهده می‌شود، شعاع اتمی عنصرها در یک تناوب از چپ به راست کم می‌شود. این مشاهده را چگونه توجیه می‌کنید؟



روند تناوبی تغییر انرژی یونش عنصرها

شکل ۸ نمودار تغییرات انرژی نخستین یونش عنصرهای گروه‌های اصلی (دستهٔ s و p) در تناوب‌های اول تا سوم را نشان می‌دهد.

به‌طوری که در شکل ۸ ملاحظه می‌شود در یک **گروه** از بالا به پایین با افزایش اندازهٔ اتم انرژی نخستین یونش کم می‌شود، زیرا الکترون موجود در بیرونی‌ترین لایهٔ الکترونی اتم



شکل ۸ تغییر انرژی نخستین یونش عنصرهای گروه‌های اصلی در برابر شمارهٔ گروه آنها

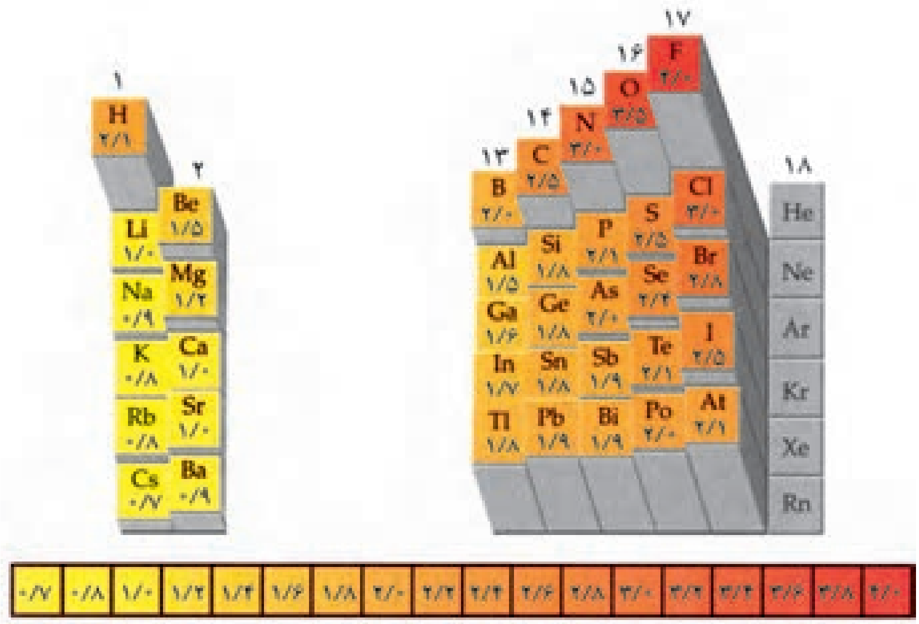
در فاصلهٔ دورتری از هسته قرار گرفته است و بنابراین جداشدن آن از اتم، به صرف انرژی کمتری نیاز دارد. اما، در طول یک **دوره** از جدول تناوبی انرژی یونش به‌طور کلی از چپ به راست افزایش می‌یابد، زیرا در این جهت بار مؤثر هستهٔ اتم‌ها رو به افزایش است و به این‌ترتیب اندازهٔ اتم‌ها به تدریج کوچک‌تر می‌شود. در این شرایط جدا شدن الکترون از اتم به صرف انرژی بیشتری نیاز خواهد داشت.

فکر کنید

آیا میان شعاع اتمی عنصرها و انرژی نخستین یونش آنها رابطه‌ای وجود دارد؟ پاسخ خود را توضیح دهید.

روند تناوبی تغییر الکترونگاتیوی عنصرها

الکترونگاتیوی یک اتم میزان تمایل نسبی آن اتم برای کشیدن الکترون‌های یک پیوند به سمت هسته خود است. الکترونگاتیوی با یک مقیاس نسبی سنجیده می‌شود. در این مقیاس برای اجتناب از درج اعداد منفی، به اتم فلوئور به عنوان الکترونگاتیوترین عنصر، الکترونگاتیوی ۴/۰ نسبت داده شده است و مقادیر الکترونگاتیوی برای عنصرهای دیگر نسبت به این مقدار محاسبه می‌شود. در شکل ۹ الکترونگاتیوی برخی از عنصرهای جدول تناوبی ملاحظه می‌شود. در این بررسی‌ها گازهای نجیب را در نظر نمی‌گیریم، زیرا این عنصرها ترکیب‌های شیمیایی زیادی تشکیل نمی‌دهند.



شکل ۹ الکترونگاتیوی عنصرهای اصلی جدول تناوبی

چنان‌که در شکل ۹ مشاهده می‌شود الکترونگاتیوی عنصرها با یک روند تناوبی تغییر می‌کند. به‌طور کلی مقادیر الکترونگاتیوی در یک **گروه** از عنصرها از بالا به پایین کاهش و در یک **دوره** از جدول تناوبی از چپ به راست افزایش می‌یابد. بنابراین کمترین مقدار الکترونگاتیوی را می‌توان به سزیم در پایین و سمت چپ جدول و بیشترین مقدار الکترونگاتیوی (با چشم‌پوشی از گازهای نجیب) را به اتم فلوئور در بالا و سمت راست جدول نسبت داد.

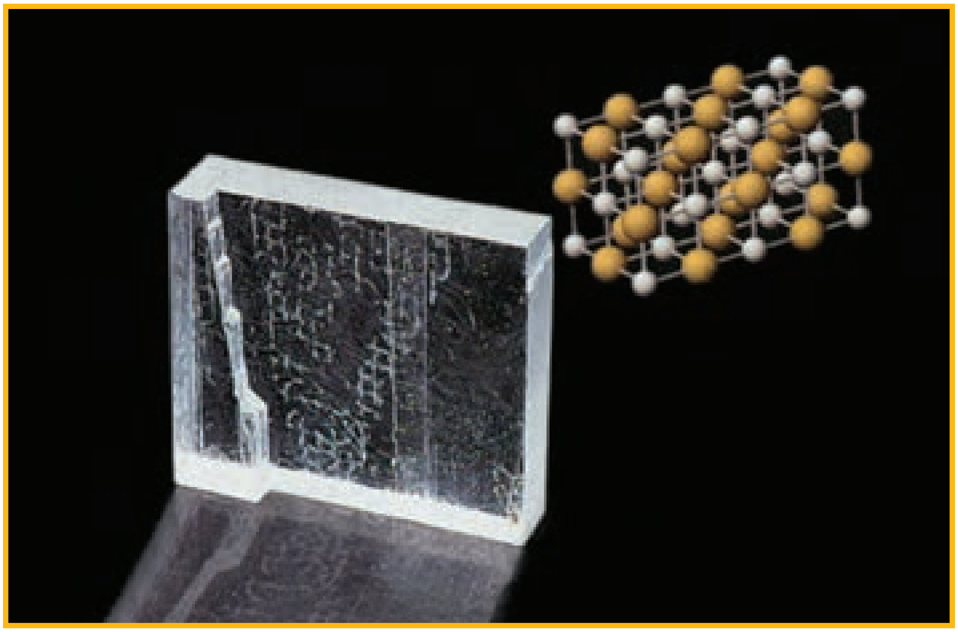
فکر کنید

۱ـ نموداری مشابه شکل ۸ از تغییر الکترونگاتیوی برحسب شمارهٔ گروه‌ها تهیه کنید. چه شباهتی میان روند تغییر انرژی نخستین یونش و الکترونگاتیوی عنصرها وجود دارد؟

۲ـ به شکل ۹ نگاه کنید. آیا ارتباطی میان مقدار الکترونگاتیوی عنصرها و خصلت فلزی و نافلزی آنها مشاهده می‌شود؟ توضیح دهید.

بخش ۳

پیوند یونی و ترکیب‌های یونی



در بخش ۱ با آرایش الکترونی اتم‌ها آشنا شدید و ملاحظه کردید که اتم گازهای نجیب که در انتهای هر یک از دوره‌های جدول تناوبی عنصرها قرار گرفته‌اند در بیرونی‌ترین لایهٔ الکترونی خود هشت الکترون دارند (بجز اتم هلیم که بیرونی‌ترین لایهٔ الکترونی آن 1s است و با دو الکترون پر می‌شود). این عنصرها تک اتمی هستند و همان‌طور که می‌دانید از نظر شیمیایی بی‌اثرند یا میل ترکیبی کمی دارند.

بنابراین، به‌نظر می‌رسد که وجود این لایهٔ هشتایی، این اتم‌ها را پایدار کرده است.

قاعدهٔ هشتایی (اوکتت) و واکنش‌پذیری اتم‌ها

هشتایی شدن تعداد الکترون‌های موجود در بیرونی‌ترین لایهٔ الکترونی (لایهٔ ظرفیت)



و دست‌یابی به آرایش الکترونی گازهای نجیب مبنایی برای سنجش پایداری اتم‌ها و در واقع میزان واکنش‌پذیری آنهاست. انجام شدنی‌ترین واکنش‌ها آنهایی هستند که طی آنها اتم‌ها به این آرایش هشتایی پایدار دست می‌یابند. وقتی اتمی به آرایش هشتایی پایدار می‌رسد، از واکنش‌پذیری آن کاسته می‌شود و دیگر تمایلی به تشکیل پیوندهای بیشتر، از خود نشان نمی‌دهد. پس،اتمی که در زیر لایه‌های s و p بیرونی‌ترین لایهٔ الکترونی خود کمتر از هشت الکترون دارد واکنش‌پذیر است، زیرا می‌تواند برای رسیدن به آرایش هشتایی پایدار، با اتم‌های دیگر به مبادلهٔ الکترون بپردازد.

اکنون آرایش الکترونی اتم‌های کلر، آرگون و پتاسیم را درنظر بگیرید. تفاوت آرایش الکترونی اتم پتاسیم با اتم آرگون تنها در وجود یک الکترون در اوربیتال ۴s است. واکنش‌پذیری پتاسیم تنها به‌علت وجود این تک الکترون در لایهٔ ظرفیت آن است، زیرا با از دست دادن این الکترون ذره‌ای به‌دست می‌آید که آرایش الکترونی آن با آرایش الکترونی پایدار اتم آرگون (گاز نجیب پیش از آن) یکسان خواهد بود.

کلر $_{17}Cl$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$

آرگون $_{18}Ar$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$

پتاسیم $_{19}K$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$

با مقایسهٔ آرایش الکترونی اتم کلر و اتم آرگون درمی‌یابیم که اتم کلر در لایهٔ ظرفیت خود یک الکترون کمتر از اتم آرگون دارد. از این‌رو اتم کلر می‌تواند با گرفتن یک الکترون به آرایش الکترونی پایدار اتم آرگون (گاز نجیب پس از خود) دست یابد. به این‌ترتیب اتم کلر برای رسیدن به آرایش الکترونی هشتایی تمایل دارد تا از طریق انجام دادن واکنش‌های شیمیایی این کمبود الکترون خود را جبران کند. بر این مبنا واکنش‌پذیری اتم‌های پتاسیم و کلر قابل توجیه است. **قاعدهٔ هشتایی** یا **اوکتت** و به عبارت دیگر تمایل اتم‌ها برای رسیدن به آرایش الکترونی گازهای نجیب (آرایش هشتایی) راهی مناسب برای سنجش میزان واکنش‌پذیری اتم‌ها است.

مشاهده‌ها نشان می‌دهد که فلزها عنصرهایی هستند که اتم آنها با از دست دادن الکترون‌های ظرفیت خود به آرایش هشتایی می‌رسند. درحالی که نافلزها عنصرهایی هستند که با گرفتن الکترون به این آرایش پایدار دست می‌یابند.

از آن‌جا که اتم‌ها ذره‌هایی خنثی هستند با از دست دادن یا گرفتن یک یا چند الکترون به ذره‌های بارداری به‌نام **یون** تبدیل می‌شوند. **کاتیون** و **آنیون** نام‌هایی است که به‌ترتیب به این ذره‌ها اطلاق شده است. اتم فلزها با از دست دادن الکترون به کاتیون و اتم نافلزها با گرفتن الکترون به آنیون تبدیل می‌شوند.

کاتیون ذره‌ای با بار مثبت و آنیون ذره‌ای با بار منفی است.

خود را بیازمایید

۱ـ هر یک از اتم‌های روبیدیم، کلسیم، اکسیژن، ید و نیتروژن از چه راهی به آرایش هشتایی پایدار می‌رسند؟ ذرهٔ باردارِ حاصل از آنها آنیون یا کاتیون است؟ آرایش الکترونی آنها را رسم کنید.

۲ـ با نوشتن آرایش الکترونی یون‌های زیر، معین کنید که هر یک از آنها آرایش الکترونی کدام گاز نجیب را دارد؟

Br^{-} , Na^{+} , Be^{2+} , S^{2-}

یون‌های تک اتمی

بسیاری از عنصرهای گروه‌های اصلی جدول تناوبی با از دست دادن یا به‌دست آوردن یک یا چند الکترون یون‌هایی با آرایش گاز نجیب تشکیل می‌دهند. برای مثال فلزهای گروه ۱ با از دست دادن یک الکترون، کاتیونی با بار ۱+ و فلزهای گروه ۲ با از دست دادن دو الکترون کاتیونی با بار ۲+ تولید می‌کنند.

یون تک اتمی کاتیون یا آنیونی است که تنها از یک اتم تشکیل شده است.

در سمت راست جدول تناوبی، نافلزهای گروه ۱۶ با به دست آوردن دو الکترون آنیونی با بار ۲− و نافلزهای گروه ۱۷ با به‌دست آوردن یک الکترون آنیونی با بار ۱− تولید می‌کنند.

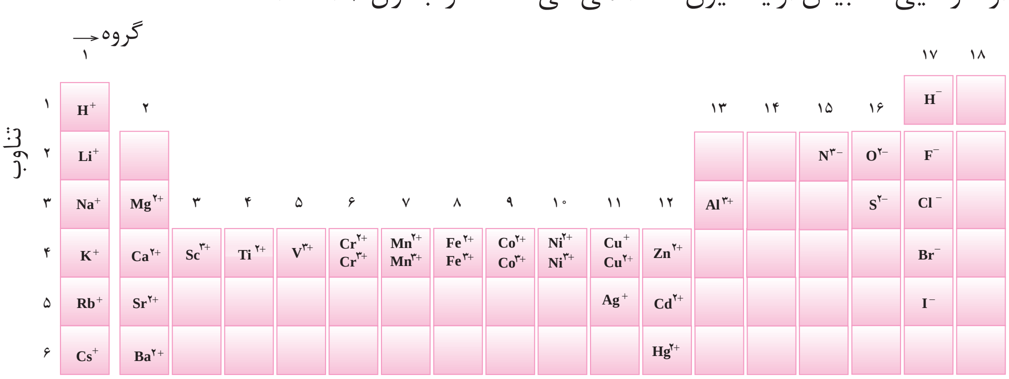
جدول ۱ یون‌های تک اتمی متداول (یون‌هایی که کمتر متداول‌اند با علامت * مشخص شده‌اند.)

نشانهٔ شیمیایی	نام یون	بار منفی	نشانهٔ شیمیایی	نام یون	بار مثبت
H^{-} F^{-} Cl^{-} Br^{-} I^{-}	یون هیدرید* یون فلوئورید یون کلرید یون برمید یون یدید	۱−	H^{+} Li^{+} Na^{+} K^{+} Cs^{+} Ag^{+}	یون هیدروژن* یون لیتیم یون سدیم یون پتاسیم یون سزیم یون نقره	۱+
O^{2-} S^{2-}	یون اکسید یون سولفید	۲−	Mg^{2+} Ca^{2+} Sr^{2+} Ba^{2+} Zn^{2+}	یون منیزیم یون کلسیم یون استرانسیم* یون باریم یون روی	۲+
N^{3-}	یون نیترید*	۳−	Al^{3+}	یون آلومینیم	۳+

به هر یونی که از یک اتم، آن هم بر اثر گرفتن یا از دست دادن یک یا چند الکترون تشکیل می‌شود **یون تک اتمی** می‌گویند. برای نشان دادن یک یون تک اتمی باید هم نماد شیمیایی عنصری که یون از اتم آن ایجاد شده است و هم نوع و میزان بار آن را بنویسیم. فهرستی از نشانهٔ شیمیایی و بار چندین یون تک اتمی در جدول ۱ آمده است. چنانچه بار یون ۱+ یا ۱− نباشد، برای مثال در مورد یون منیزیم، آن را به صورت Mg^{2+} و در مورد یون اکسید آن را به‌صورت O^{2-} می‌نویسیم. نوشتن آن به صورت‌های Mg^{+2} یا Mg^{++} درست نیست.

برای نامیدن کاتیون‌های تک اتمی، پیش از نام عنصر کلمهٔ یون را اضافه می‌کنیم، مانند یون سدیم (Na^{+}) و یون منیزیم (Mg^{2+}). برای نامیدن یک آنیون تک اتمی، افزون بر به کار بردن کلمهٔ یون پیش از نام آنیون، به انتهای نام نافلز (یا ریشهٔ نام آن) پسوند «ید» اضافه می‌کنیم، مانند یون کلرید (Cl^{-})، یون سولفید (S^{2-}) و یون نیترید (N^{3-}).

تعیین بار برخی از یون‌ها، به‌ویژه یون فلزهای واسطه، با به کار بردن قاعدهٔ هشتایی امکان‌پذیر نیست، زیرا این یون‌ها بدون داشتن آرایش الکترونی گاز نجیب به پایداری می‌رسند. (بحث پیرامون این موضوع خارج از محدودهٔ این کتاب است.) افزون بر این، برخی از این عنصرها می‌توانند یون‌هایی با بارهای متفاوت داشته باشند. برای مثال، آهن یون‌های ۲+ و ۳+، مس یون‌های ۱+ و ۲+ و کروم یون‌های ۲+ و ۳+ تشکیل می‌دهند. این یون‌ها را به ترتیب یون آهن (II) و یون آهن (III)، یون مس (I) و یون مس (II) و یون کروم (II) و یون کروم (III) می‌نامند. به طوری که ملاحظه می‌کنید بار این یون‌ها با عدد رومی در داخل پرانتز نشان داده شده است. برای نشان دادن بار یون عنصرهایی که تنها یک نوع کاتیون تشکیل می‌دهند، مانند یون‌های سدیم و منیزیم که بار آنها به ترتیب ۱+ و ۲+ است، هرگز عدد رومی به کار نمی‌بریم. برای مثال نام‌گذاری یون منیزیم به صورت یون منیزیم (II) درست نیست. بارهای متداول برخی از یون‌ها در شکل ۱ آمده است. فهرست تعدادی از فلزهایی که بیش از یک یون تک اتمی می‌دهند در جدول ۲ آمده است.



شکل ۱ برخی از یون‌های تک اتمی متداول

جدول ۲ چند فلز که بیش از یک یون تک اتمی تشکیل می‌دهند.

عنصر	فرمول یون	نام جدید	نام قدیمی
کروم	Cr^{2+}	یون کروم (II)*	یون کرومو
	Cr^{3+}	یون کروم (III)	یون کرومیک
منگنز	Mn^{2+}	یون منگنز (II)	
	Mn^{3+}	یون منگنز (III)*	
آهن	Fe^{2+}	یون آهن (II)	یون فرو
	Fe^{3+}	یون آهن (III)	یون فریک
کبالت	Co^{2+}	یون کبالت (II)	
	Co^{3+}	یون کبالت (III)*	
مس	Cu^{+}	یون مس (I)	یون کوپرو
	Cu^{2+}	یون مس (II)	یون کوپریک

یون‌هایی که با علامت * مشخص شده‌اند کمتر متداول‌اند.

از میان عنصرهای اصلی برای نمونه قلع نیز بیش از یک نوع یون تشکیل می‌دهد. Sn^{2+}(یون استانو) یا یون قلع (II) و Sn^{4+} (یون استانیک) یا یون قلع (IV).

بیشتر بدانید

یون‌ها در بسیاری از فعالیت‌های زیستی موجودات زنده نقش مهمی دارند. برای نمونه، بیرون و درون سلول‌های بدن باید از نظر الکتریکی خنثی باشد. وجود یون‌های پتاسیم (K^{+}) و هیدروژن فسفات (HPO_4^{2-}) درون سلول و یون‌های سدیم (Na^{+}) و کلرید (Cl^{-}) بیرون آن موجب می‌شود که مایع بین سلولی هر دو محیط از نظر الکتریکی خنثی باقی بماند.

یون دیگری که در فعالیت‌های زیستی نقش مهمی ایفا می‌کند، یون منیزیم (Mg^{2+}) است. این یون در سبزینهٔ گیاهان یافت می‌شود. همچنین، یون منیزیم در سلول‌های عصبی و به هنگام فعالیت‌های ماهیچه‌ای مورد استفاده قرار می‌گیرد. یون آهن (II)(Fe^{2+}) که در ساختار مولکول هموگلوبین وجود دارد، بخش اصلی سامانه (سیستم) انتقال اکسیژن در بدن است. یون کلسیم (Ca^{2+}) از اجزای مادهٔ تشکیل‌دهندهٔ استخوان‌ها و دندان‌هاست و نقش مهمی در انعقاد خون دارد.

ترکیب‌های یونی

سر سفرهٔ غذا اغلب شنیده‌اید یا خود گفته‌اید که این غذا شور یا بی‌نمک است. آیا هیچ گاه از خود پرسیده‌اید که این نمک خوراکی چیست؟ و از چه عنصرهایی تشکیل شده است؟ نمک خوراکی همان سدیم کلرید است که در طبیعت یافت می‌شود و آن را با فرمول شیمیایی NaCl نشان می‌دهند. این فرمول نشان می‌دهد که سدیم کلرید از دو عنصر سدیم و کلر تشکیل شده است. سدیم فلزی نرم و بسیار واکنش‌پذیر است و به گروه ۱ جدول تناوبی عنصرها تعلق دارد. از طرف دیگر، کلر یک نافلز است که به صورت مولکول دو اتمی و گازی

سدیم کلرید بیش از ۶٪ ذره‌های حل شده در پلاسمای خون بدن انسان را تشکیل می‌دهد.

شکل وجود دارد. کلر گازی سمّی و خورنده و به نوبهٔ خود بسیار واکنش‌پذیر است. کلر به گروه ۱۷ جدول تناوبی عنصرها تعلق دارد. وقتی این دو عنصر در کنار هم قرار بگیرند با انجام یک واکنش شدید و گرماده، همان‌طور که در شکل ۲ نشان داده شده است، ترکیب سفید رنگی برجای می‌گذارند که همان نمک خوراکی است.

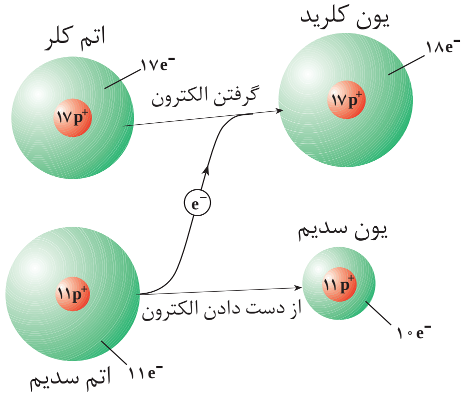
همهٔ نمک‌ها از ذره‌های بارداری تشکیل شده‌اند که در نتیجهٔ داد و ستد الکترون به‌وجود آمده‌اند. سدیم کلرید مثال مناسبی برای شرح چگونگی تشکیل این نوع پیوند است و توجیه خواص این نمک برمبنای ماهیت چنین پیوندی انجام می‌شود، شکل ۳. بی‌شک تا به‌حال بلورهای مکعبی شکل سدیم‌کلرید را از نزدیک دیده‌اید. این بلورها سخت و شکننده‌اند. سدیم کلرید در ۸۰۱°C ذوب می‌شود و در ۱۴۱۳°C به‌جوش می‌آید. سدیم کلرید مانند بسیاری از نمک‌های دیگر در آب حل می‌شود و به صورت محلول یا در حالت مذاب جریان برق را از خود عبور می‌دهد.



گاز کلر   سدیم



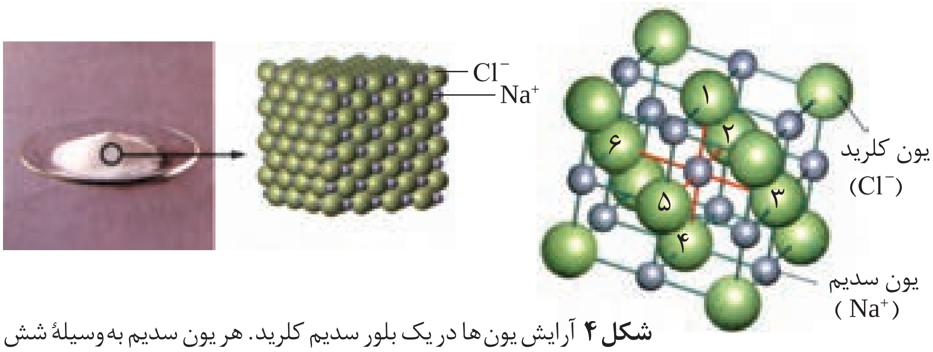
شکل ۲ از واکنش سدیم مذاب و گاز کلر، جامد سفید رنگی برجای می‌ماند. این جامد سفید رنگ همان نمک خوراکی (NaCl) است. واکنش این دو عنصر به شدت گرماده است و با آزاد شدن نور و گرمای زیادی همراه است.



شکل ۳ نمایش انتقال الکترون در هنگام تشکیل سدیم کلرید
در هنگام انتقال الکترون چرا شعاع یون‌ها در مقایسه با شعاع اتم‌ها تغییر کرده است؟

خواص مشاهده شده برای سدیم کلرید را می‌توان به نوع و خواص ذره‌های سازندهٔ آن نسبت داد. برای درک بهتر این خواص نگاهی نزدیک‌تر به ساختار ترکیب‌های یونی می‌اندازیم. بین یون‌های سدیم و یون‌های کلرید موجود در بلور سدیم کلرید نیروی جاذبه‌ای بسیار قوی وجود دارد که آنها را محکم کنار هم نگاه می‌دارد. به این نیروی جاذبه‌ای که میان یون‌هایی با بار ناهم‌نام برقرار است **پیوند یونی** می‌گویند. در تمام نمک‌ها این نوع پیوند وجود دارد. ساختار نمک‌ها نشان می‌دهد که این نیروی جاذبه تنها محدود به یک کاتیون و یک آنیون نیست بلکه در تمام جهت‌ها و میان همهٔ یون‌های ناهم‌نام مجاور و در فواصل مختلف وجود دارد. در نتیجه تعداد بسیار زیادی از یون‌های سدیم و کلرید به سمت یکدیگر کشیده می‌شوند و یک آرایش منظم از یون‌ها را به‌وجود می‌آورند. بخشی از ساختار بلور سدیم کلرید در شکل ۴ نشان داده شده است.

پیوند یونی نیروی جاذبه‌ای است که میان یون‌هایی با بار ناهم‌نام به‌وجود می‌آید.



شکل ۴ آرایش یون‌ها در یک بلور سدیم کلرید. هر یون سدیم به‌وسیلهٔ شش یون کلرید و هر یون کلرید نیز به‌وسیلهٔ شش یون سدیم احاطه شده است. آیا می‌توانید این یون‌ها را روی شکل مشخص کنید؟

به تعداد نزدیک‌ترین یون‌های ناهم‌نام موجود پیرامون هر یون **عدد کوئوردیناسیون** آن یون می‌گویند. عدد کوئوردیناسیون یون سدیم در سدیم کلرید چقدر است؟

شکل ۴ نشان می‌دهد که در اطراف هر یون سدیم شش یون کلرید و در اطراف هر یون کلرید نیز شش یون سدیم وجود دارد. طبیعی است که وقتی این یون‌ها به هم نزدیک می‌شوند یون‌های با بار ناهم‌نام در مجاورت یکدیگر قرار می‌گیرند و یون‌های با بار هم‌نام تا حد امکان از هم فاصله می‌گیرند.(چرا؟) در نتیجه، نیروی جاذبهٔ بین یون‌های با بار ناهم‌نام خیلی بیشتر از نیروی دافعهٔ بین یون‌های با بار هم‌نام است. افزون بر این، به علت گستردگی اثر این نیروها در همهٔ جهت‌ها، محاسبه‌ها نشان می‌دهد که نیروی جاذبه‌ای حاصل در مجموع حدود ۱/۷۶ برابر نیروی جاذبهٔ موجود میان یک جفت یون Na^+Cl^- تنها است.

در $NaCl$ و دیگر ترکیب‌هایی که پیوند آنها از نوع یونی است، مجموع بار مثبت کاتیون‌ها برابر با مجموع بار منفی آنیون‌هاست، به‌طوری که آن ترکیب در مجموع از لحاظ بار الکتریکی خنثی است. هر ترکیب شیمیایی که یون‌های با بار ناهم‌نام ذره‌های سازندهٔ آن هستند یک **ترکیب یونی** یا **نمک** نامیده می‌شود.

ترکیب یونی ترکیبی خنثی است که از گرد همایی میلیاردها میلیارد کاتیون و آنیون به‌وجود آمده است، به طوری که مقدار کل بارهای مثبت و منفی در آن با هم برابر است.

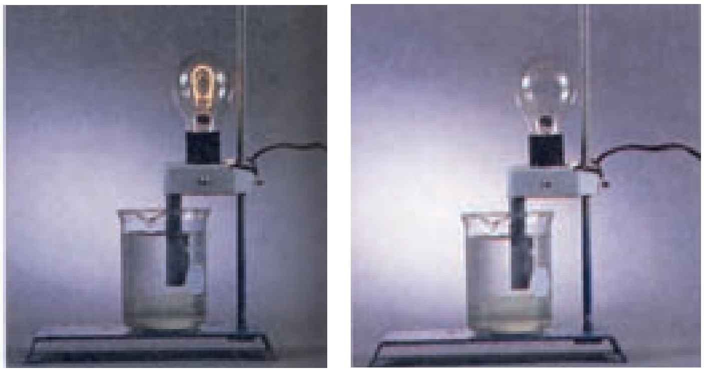
خواص ترکیب‌های یونی

اکنون که با سدیم کلرید آشنا شدید و نوع پیوند آن را شناختید، قادر خواهید بود به کمک این دانسته‌ها خواص ترکیب‌های یونی دیگر را پیش‌بینی کنید.

برای هدایت جریان برق یک جسم باید ذره‌های باردار داشته باشد و این ذره‌ها بتوانند آزادانه حرکت کنند. گفتنی است که ذره‌های تشکیل‌دهندهٔ یک ترکیب یونی جامد (جامد یونی) در جاهای به‌نسبت ثابتی قراردارند و در آن‌جا جز حرکت ارتعاشی حرکت دیگری ندارند. از این‌رو جامدهای یونی رسانای الکتریکی نیستند، زیرا یون‌ها در یک جامد یونی نمی‌توانند آزادانه حرکت کنند.

ترکیب‌های یونی در حالتی که یون‌ها بتوانند آزادانه حرکت کنند رسانای خوبی برای جریان برق هستند. وقتی یک ترکیب یونی ذوب می‌شود یون‌های تشکیل‌دهندهٔ آن

می‌توانند جریان برق را از خود عبور دهند. به همین ترتیب، وقتی چند بلور نمک خوراکی در آب حل می‌شود یون‌های سازندهٔ آن در لابه‌لای مولکول‌های آب پراکنده می‌شوند و چون می‌توانند آزادانه حرکت کنند به‌آسانی می‌توانند جریان برق را از درون محلول عبور دهند، شکل ۵.



(ب) (آ)

شکل ۵ بررسی رسانایی الکتریکی محلول ترکیب‌های یونی در آب. در کدام محلول مقداری نمک خوراکی حل شده است؟

یون‌ها در بلور ترکیب‌های یونی آرایش‌های منظمی دارند

شبکهٔ بلور به آرایش سه بُعدی و منظم اتم‌ها، مولکول‌ها یا یون‌ها در یک بلور گفته می‌شود.

آرایش یون‌ها در ترکیب‌های یونی به صورت یک الگوی تکراری است و هر یون در جای خود با چند یون که بار ناهم‌نامی دارند، پیوند برقرار می‌کند. آرایش یون‌ها در بلور یک نمک بسته به اندازه‌های نسبی کاتیون و آنیون از الگوی خاصی پیروی می‌کند و این الگو در سراسر بلور تکرار می‌شود. به ساختاری که بر اثر چیده شدن ذره‌های سازندهٔ یک جسم (در این‌جا یون‌های مثبت و منفی) در سه بُعد به‌وجود می‌آید، **شبکهٔ بلور** آن جسم می‌گویند، شکل ۴.

تشکیل شبکهٔ بلور با آزاد شدن انرژی همراه است

انرژی شبکه مقدار انرژی آزاد شده به هنگام تشکیل یک مول جامد یونی از یون‌های گازی سازندهٔ آن است. در مورد سدیم کلرید انرژی شبکهٔ آن $۷۸۷/۵\ kJ.mol^{-۱}$ است.

$$Na^{+}(g) + Cl^{-}(g) \rightarrow NaCl(s) + ۷۸۷/۵\ kJ$$

انرژی شبکه می‌تواند معیار خوبی برای اندازه‌گیری قدرت پیوند در ترکیب‌های یونی باشد. انرژی شبکهٔ هالیدهای فلزهای قلیایی در جدول ۳ داده شده است.

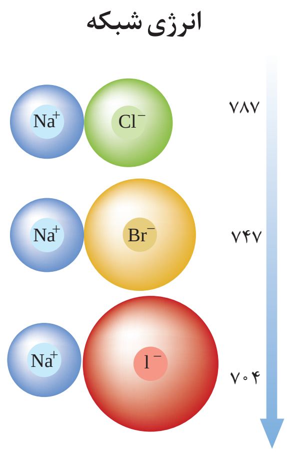
در جدول ۴ نیز انرژی این شبکه‌های بلوری با انرژی شبکهٔ بلوری ترکیب‌هایی با یون‌های +۲و+۳ نشان داده شده است.

جدول ۳ انرژی شبکهٔ هالیدهای فلزهای قلیایی ($kJ.mol^{-1}$)

یون فلز قلیایی / یون هالید	F^-	Cl^-	Br^-	I^-
Li^+	۱۰۳۶	۸۵۳	۸۰۷	۷۵۷
Na^+	۹۲۳	۷۸۷	۷۴۷	۷۰۴
K^+	۸۲۱	۷۱۵	۶۸۲	۶۴۹
Rb^+	۷۸۵	۶۸۹	۶۶۰	۶۳۰
Cs^+	۷۴۰	۶۵۹	۶۳۱	۶۰۴

جدول ۴ مقایسهٔ انرژی شبکهٔ چند ترکیب با یون‌های مختلف ($kJ.mol^{-1}$)

کاتیون / آنیون	F^-	O^{2-}
Na^+	۹۲۳	۲۴۸۱
Mg^{2+}	۲۹۵۷	۳۷۹۱
Al^{3+}	۵۴۹۲	۱۵۹۱۶



فکر کنید

با دقت به داده‌های دو جدول ۳ و ۴ نگاه کنید.

آ) به‌نظر شما کدام نتیجه‌گیری‌های زیر در مورد انرژی شبکهٔ بلور ترکیب‌های یونی درست است؟ چرا؟

۱ـ هرچه اندازهٔ کاتیون کوچک‌تر باشد، انرژی شبکه بیشتر است.

۲ـ هرچه بار آنیون بیشتر باشد، انرژی شبکه کمتر است.

۳ـ هرچه شعاع آنیون بزرگ‌تر باشد، انرژی شبکه بیشتر است.

۴ـ انرژی شبکه با بار کاتیون رابطهٔ مستقیم و با شعاع آن رابطهٔ وارونه دارد.

ب) پیش‌بینی کنید که کدام ترکیب یونی زیر انرژی شبکهٔ بیشتری دارا‌ست؟ چرا؟

MgO یا CaO

تمام ترکیب‌های یونی به علت وجود نیروهای جاذبهٔ قوی بین یون‌های آنها در برخی خواص مشترکند. برای مثال نقطهٔ ذوب و نقطهٔ جوش بیشتر ترکیب‌های یونی بالا است، جدول ۵. از آن جاکه یون‌ها در ترکیب‌های یونی پیوندهای محکمی تشکیل می‌دهند، بنابراین برای شکستن این پیوندها و جدا کردن یون‌ها از یکدیگر به انرژی قابل ملاحظه‌ای نیاز است.

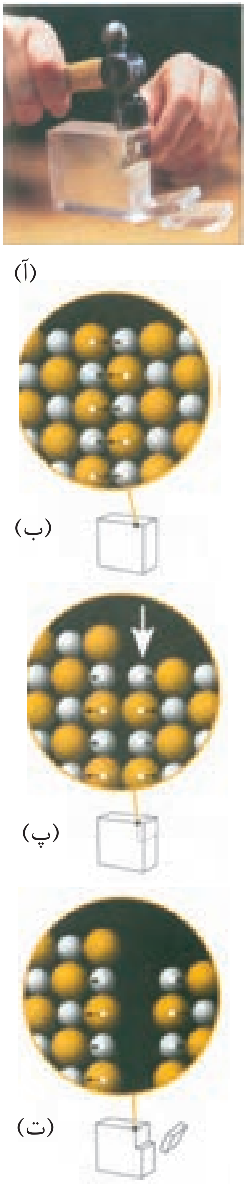
جدول ۵ مقایسهٔ نقطهٔ ذوب و جوش برخی از ترکیب‌های یونی

ترکیب یونی	نقطهٔ ذوب / $^\circ C$	نقطهٔ جوش / $^\circ C$
NaCl	۸۰۱	۱۴۱۳
RbCl	۷۱۵	۱۳۹۰
KF	۸۵۸	۱۵۰۵
KBr	۷۳۴	۱۴۳۵

فکر کنید

آیا می‌توان میان انرژی شبکه و نقطهٔ ذوب یک ترکیب یونی رابطه‌ای درنظر گرفت؟ شرح دهید.

راهنمایی: برای این منظور داده‌های دو جدول ۳ و ۵ را با هم مقایسه کنید.



شکل ۶ آ. جامدهای بلوری بر اثر وارد شدن ضربه به آنها در راستای معینی می‌شکنند و قطعه‌هایی با سطوح صاف ایجاد می‌کنند.
ب. نیروهای جاذبه‌ای یون‌های سازنده را در کنار هم نگه می‌دارد.
پ. هنگام وارد شدن ضربه
ت. پس از وارد شدن ضربه

نمک خوراکی مانند بیشتر ترکیب‌های یونی به نسبت سخت و شکننده است. به علت وجود پیوند قوی بین یون‌ها این دو خاصیت در ترکیب‌های یونی مشترک است.

همان‌طور که در بالا اشاره شد یون‌ها در شبکهٔ بلور یک نمک در سه‌بعد به‌طور منظم قرار گرفته‌اند. این شبکه را می‌توان شامل لایه‌های بی‌شماری درنظر گرفت که روی یکدیگر در وضعیت ثابتی قرار گرفته‌اند. ترکیب یونی سخت است، زیرا برای شکستن همهٔ پیوندهای میان یون‌ها، به انرژی بسیار زیادی نیاز است. در هر حال، چنانچه بر اثر ضربهٔ چکش یکی از لایه‌ها اندکی جابه‌جا شود آن گاه بارهای هم‌نام کنار هم قرار می‌گیرند و اثر دافعهٔ متقابل میان آنها به درهم ریختن شبکهٔ بلور می‌انجامد. به این ترتیب شکننده بودن بلور ترکیب‌های یونی قابل توجیه است، شکل ۶.

ترکیب‌های یونی دوتایی

همان‌طور که می‌دانید نمک خوراکی از دو عنصر سدیم و کلر تشکیل شده است. به ترکیب‌های یونی متشکل از دو عنصر **ترکیب‌های یونی دوتایی** می‌گویند. برای نمایش ترکیب‌های یونی دوتایی از فرمول شیمیایی استفاده می‌شود. در این فرمول‌ها در سمت چپ ابتدا نماد شیمیایی کاتیون و سپس نماد شیمیایی آنیون نوشته می‌شود. برای نام‌گذاری آنها نخست نام کاتیون را می‌نویسیم و سپس نام آنیون را به آن می‌افزاییم. برای مثال ترکیب یونی حاصل از دو عنصر سزیم و کلر به فرمول $CsCl$ که یون‌های Cs^{+} و Cl^{-} دارد و ترکیب یونی حاصل از دو عنصر کلسیم و اکسیژن به فرمول CaO که یون‌های Ca^{2+} و O^{2-} دارد به ترتیب سزیم کلرید و کلسیم اکسید نامیده می‌شوند.

توجه داشته باشید که یک ترکیب یونی از نظر بار الکتریکی خنثی است. بنابراین، در چنین ترکیبی جمع بارهای کاتیون‌ها و آنیون‌ها برابر صفر است. پس در سدیم کلرید یون‌های Na^{+} و Cl^{-} به نسبت ۱ به ۱ وجود دارند و در کلسیم اکسید نیز که در برابر هر یون Ca^{2+} یک یون O^{2-} وجود دارد نسبت بار یون‌ها ۱ به ۱ است. اما، در کلسیم کلرید که از یون‌های Ca^{2+} و Cl^{-} ساخته شده است، برای موازنه بودن بارها در این نمک لازم است که در برابر

هر یون کلسیم دو یون کلرید وجود داشته باشد. بنابراین، نسبت کاتیون به آنیون در کلسیم کلرید ۱ به ۲ خواهد بود و فرمول این نمک به‌صورت $CaCl_2$ نوشته می‌شود. توجه داشته باشید که در فرمول شیمیایی یک ترکیب یونی دوتایی، زیروندها **کوچک‌ترین** نسبت ممکن را برای کاتیون و آنیون نشان می‌دهند. از این‌رو نباید فرمول شیمیایی کلسیم کلرید را به صورت Ca_2Cl_4 بنویسیم. تجزیهٔ شیمیایی کلسیم کلرید در آزمایشگاه نیز ساده‌ترین نسبت کاتیون به آنیون یعنی نسبت ۱ به ۲ را برای آن نشان می‌دهد، از این‌رو به فرمول شیمیایی کلسیم کلرید، $CaCl_2$، **فرمول تجربی** نیز گفته می‌شود.

فرمول‌نویسی یک ترکیب یونی دوتایی را می‌توان در سه مرحله خلاصه کرد. برای نمونه به نوشتن فرمول شیمیایی برای آلومینیم اکسید توجه کنید:

۱) در این اکسید نماد کاتیون Al^{3+} و نماد آنیون O^{2-} است.

۲) مطابق قاعدهٔ فرمول‌نویسی ترکیب‌های یونی دوتایی، نخست نماد کاتیون و سپس نماد آنیون را می‌نویسیم: $Al^{3+}O^{2-}$

۳) کوچک‌ترین مضرب مشترک بارهای این دو یون برابر ۶(۲×۳) است، پس برای داشتن ۶ بار مثبت باید دو یون Al^{3+} و برای ۶ بار منفی باید سه یون O^{2-} داشته باشیم. از این‌رو نسبت Al^{3+} به O^{2-} برابر ۲ به ۳ و فرمول شیمیایی این ترکیب به صورت Al_2O_3 است.

اطلاعات جمع‌آوری کنید

با کمک معلم خود یک ترکیب یونی دوتایی آشنا را انتخاب کنید و در یک فعالیت گروهی در مورد خواص، روش تهیه و کاربردهای آن مقاله‌ای تهیه کرده، در کلاس ارایه دهید.

یون‌های چند اتمی

ترکیب‌های یونی دیگری مانند سدیم سولفات، پتاسیم کربنات و آمونیوم نیترات وجود دارند که یک یا هر دو یون سازندهٔ آنها از دو یا چند اتم یکسان یا متفاوت تشکیل شده است. به این یون‌ها **چنداتمی** می‌گویند.

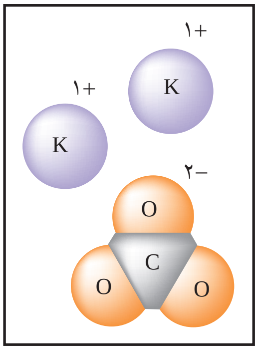
در ساختار یون‌های چند اتمی اتم‌ها با یکدیگر پیوند کووالانسی دارند و در واکنش‌ها به صورت یک واحد مستقل عمل می‌کنند. این یون‌ها می‌توانند آنیون یا کاتیون باشند. نام و بار الکتریکی برخی از یون‌های چند اتمی متداول را در جدول ۶ مشاهده می‌کنید.

جدول ۶ نام، فرمول شیمیایی و بار الکتریکی برخی یون‌های چند اتمی

نام یون	فرمول یون	بار الکتریکی	نام یون	فرمول یون	بار الکتریکی
نیترات	NO_3^-	۱−	کربنات	CO_3^{2-}	۲−
نیتریت	NO_2^-		دی کرومات	$Cr_2O_7^{2-}$	
هیدروژن کربنات	HCO_3^-		سولفات	SO_4^{2-}	
هیدروژن سولفات	HSO_4^-		سولفیت	SO_3^{2-}	
هیدروکسید	OH^-		فسفات	PO_4^{3-}	۳−
			آمونیوم	NH_4^+	۱+

ترکیب‌های ساخته شده از یون‌های چند اتمی مانند ترکیب‌های دوتایی ساده، دارای کاتیون و آنیون هستند. در این قبیل ترکیب‌های یونی کاتیون، آنیون یا هر دو ممکن است تک اتمی یا چند اتمی باشند. برای نوشتن فرمول و نام‌گذاری این ترکیب‌های یونی نخست باید تعیین کنیم که کدام بخش آن کاتیون است.

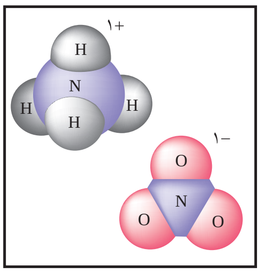
فرمول K_2CO_3 نشان می‌دهد که این ترکیب یونی از عنصر پتاسیم تشکیل شده است. این عنصر فلزی به گروه ۱ تعلق دارد و همواره کاتیونی با بار ۱+ تشکیل می‌دهد. از آن‌جا که هر ترکیب یونی ازنظر بار الکتریکی خنثی است، بخش دیگر این ترکیب باید بار ۲− داشته باشد تا دوبار مثبت مربوط به دو کاتیون K^+ خنثی شود. بنابراین واحد CO_3 یک آنیون چند اتمی است و بار ۲− دارد.



$$CO_3^{2-}$$

توجه داشته باشید که بار ۲− در این آنیون نه به اتم خاصی بلکه به کل مجموعه تعلق دارد.

در آمونیوم نیترات هم کاتیون (یون آمونیوم) و هم آنیون (یون نیترات) هردو به صورت چند اتمی هستند. یون آمونیوم به‌صورت NH_4^+ نوشته می‌شود و بار ۱+ دارد. درحالی که یون نیترات به صورت NO_3^- است و بار ۱− دارد.



در آمونیوم نیترات در برابر یک کاتیون با بار ۱+ یک آنیون با بار ۱− وجود دارد. بنابراین، فرمول شیمیایی این نمک به صورت NH_4NO_3 است و نسبت کاتیون به آنیون، مانند NaCl، ۱ به ۱ است.

همان‌طور که در نام‌گذاری این نمک ملاحظه کردید نخست نام کاتیون می‌آید و سپس نام آنیون نوشته می‌شود.

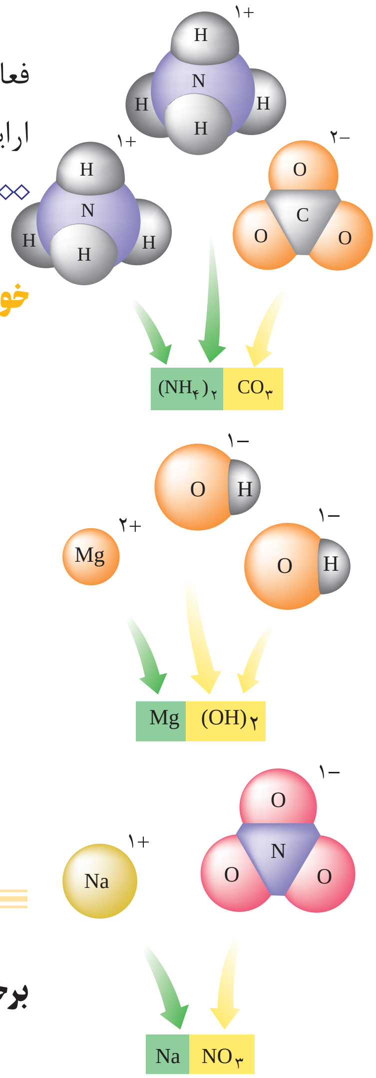
فرمول‌نویسی یک ترکیب یونی چندتایی را می‌توان در دو مرحله خلاصه کرد. به نوشتن فرمول شیمیایی آمونیوم کربنات توجه کنید.

۱ـ نماد شیمیایی یون‌های آمونیوم (NH_4^+) و کربنات (CO_3^{2-}) را می‌نویسیم و کاتیون را در سمت چپ آنیون قرار می‌دهیم: $NH_4^+CO_3^{2-}$

۲ـ یک ترکیب یونی از نظر بار الکتریکی خنثی است، پس در برابر دو بار منفی باید دو بار مثبت داشته باشیم، بنابراین فرمول این نمک به صورت $(NH_4)_2CO_3$ است.

اطلاعات جمع آوری کنید

با کمک معلم خود یک ترکیب یونی دارای یون‌های چنداتمی انتخاب کنید و در یک فعالیت گروهی در مورد خواص، روش تهیه و کاربردهای آن مقاله‌ای تهیه کرده، در کلاس ارایه دهید.



شکل ۷ نمایش یون‌های چند ترکیب یونی

خود را بیازمایید

۱ـ ترکیب‌های یونی زیر را نام‌گذاری کنید:

آ) Li_2O ب) MnO پ) Fe_2O_3

ت) $CaCl_2$ ث) $Ca(NO_2)_2$ ج) $Fe(OH)_2$

چ) Na_3PO_4 ح) $(NH_4)_2SO_4$

۲ـ فرمول شیمیایی ترکیب‌های یونی زیر را بنویسید:

آ) آهن (III) برمید ب) سزیم یدید پ) کبالت (II) اکسید

ت) منیزیم برمید ث) مس (II) سولفات ج) روی فسفات

چ) منیزیم سولفیت خ) سدیم سولفات

برخی نمک‌ها آب تبلور دارند

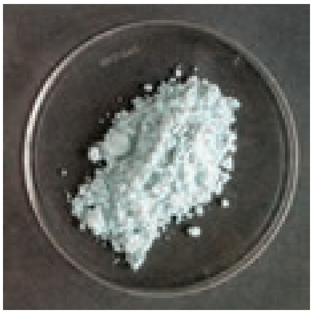
یون‌های موجود در برخی از نمک‌ها می‌توانند با مولکول‌های آب پیوند تشکیل دهند و این مولکول‌ها را درون شبکهٔ بلور خود به دام بیندازند. این ترکیب‌ها را **نمک‌های آبپوشیده** می‌گویند.

مس (II) سولفات پنج آبه، $CuSO_4.5H_2O$، مثالی از یک نمک آبپوشیده است. همان‌طوری که می‌بینید تعداد مولکول‌های آب تبلور را پس از نوشتن فرمول شیمیایی، مشخص می‌کنند. مس (II) سولفات بی‌آب به صورت گرد سفید رنگی است که بر اثر

اضافه شدن آب به صورت بلورهای آبپوشیدهٔ $CuSO_4.5H_2O$ درمی‌آید، شکل ۸. رنگ آبی نمک آبپوشیده، آن را از نمک بی‌آب متمایز می‌سازد.



آ) آبپوشیده



ب) بی‌آب

شکل ۸ مس (II) سولفات

آزمایش کنید

تعیین تعداد مولکول‌های آب تبلور و فرمول یک نمک آبپوشیده

هدف

تعیین فرمول تجربی یک نمک آبپوشیده هنگامی که فرمول ترکیب بی‌آب مشخص است.

وسایل مورد نیاز: ترازو، بوتهٔ چینی، گیره، پایه، دسیکاتور، حلقهٔ آهنی، مثلث نسوز، قاشقک، چراغ گاز

مواد مورد نیاز: باریم کلرید آب‌دار

روش کار

توجه: در هنگام آزمایش، بوتهٔ چینی و درپوش آن را فقط با گیرهٔ بوتهٔ چینی در دست بگیرید. چرا؟

۱ـ بوتهٔ چینی را با درپوش روی مثلث نسوز قرار دهید. درپوش را طوری قرار دهید که برای خروج بخارها روزنه‌ای باقی بماند. بوتهٔ چینی را آن‌قدر گرم کنید تا بر اثر گرما سرخ شود.

با استفاده از گیره، بوتهٔ چینی و درپوش را به مدت ۵ دقیقه در دسیکاتور قرار دهید تا سرد شوند. هرگز بوتهٔ چینی داغ را روی ترازو قرار ندهید. وقتی که بوتهٔ چینی و درپوش سرد شدند، جرم آنها را (با دقت ۰/۰۱ گرم) تعیین کرده، یادداشت کنید.

۲ـ با استفاده از قاشقک، حدود ۵ گرم باریم کلرید آب‌دار به بوتهٔ چینی اضافه کنید و عمل توزین را دوباره انجام دهید.

۳ـ بوتهٔ چینی و باریم کلرید آب دار را روی مثلث نسوز قرار دهید و دوباره درپوش را

طوری قرار دهید تا روزنهٔ کوچکی برای خروج بخارها وجود داشته باشد.

بوتهٔ چینی را ابتدا به‌آرامی و سپس به مدت ۵ دقیقه به شدت (تا حد سرخ‌شدن) گرم کنید. پس از این کار اجازه دهید بوتهٔ چینی و درپوش و محتویات آن در دسیکاتور سرد شده به دمای محیط برسند. سپس جرم آنها را تعیین کنید.

۴ـ دوباره بوتهٔ چینی درپوش‌دار و باریم کلرید را به مدت ۵ دقیقه تا دمای سرخ‌شدن گرما دهید. آنها را در دسیکاتور بگذارید تا سرد شوند و سپس جرم آنها را تعیین کنید. اگر دو جرم اندازه‌گیری شده بیشتر از ۰/۰۱ گرم تفاوت نداشته باشند، می‌توان فرض کرد که تمام آب ترکیب یاد شده خارج شده است. در غیر این صورت عملیات انجام شده را آن قدر تکرار کنید تا جرم تغییری نشان ندهد. در این صورت همهٔ آب تبخیر شده است. این مقدار ثابت را یادداشت کنید. ترکیب بی آب باقی مانده را دور نریزید، زیرا می‌توان از آن در تهیهٔ محلول‌ها استفاده کرد.

۵ـ در پایان آزمایش، وسایلی را که مورد استفاده قرار داده‌اید، تمیز کنید. از بسته‌بودن شیر گاز اطمینان حاصل کنید و پیش از ترک آزمایشگاه دست‌هایتان را بشویید.

محاسبه‌ها

۱ـ جرم باریم کلرید بی آب را محاسبه کنید (ته مانده‌ای که بعد از خارج‌شدن آب باقی می‌ماند).

۲ـ تعداد مول‌های باریم کلرید بی آب را محاسبه کنید.

$$\left(\text{تعداد مول‌های باریم کلرید} = \frac{\text{جرم باریم کلرید بی‌آب}}{\text{جرم مولی باریم کلرید}}\right)$$

۳ـ جرم آب خارج شده از نمک آبپوشیده را محاسبه کنید.

۴ـ تعداد مول‌های آب خارج‌شده از نمک آبپوشیده را محاسبه کنید.

$$\left(\text{تعداد مول‌های آب} = \frac{\text{جرم آب خارج شده}}{\text{جرم مولی آب}}\right)$$

۵ـ اگر واکنش انجام شده برای این آزمایش به‌صورت زیر باشد:

$$\underset{\text{نمک آبپوشیده}}{BaCl_2.nH_2O(s)} \rightarrow \underset{\text{یک نمک بی‌آب}}{BaCl_2(s)} + nH_2O(g)$$

نسبت تعداد مول‌های آب خارج شده به مول‌های باریم کلرید بی آب (n) را محاسبه کرده، آن را به نزدیک‌ترین عدد صحیح گرد کنید. فرمول تجربی این نمک آبپوشیده را به‌دست آورید.

پرسش

هنگامی که سه گروه دوتایی از دانش‌آموزان جسم جامدی را گرم کردند نتایج زیر به‌دست آمد. با توجه به این که در هر مورد دانش‌آموزان، به وجودآمدن قطره‌های مایع را هنگام گرم کردن این جسم جامد مشاهده کرده‌اند، به پرسش های مطرح شده، پاسخ دهید:

شماره گروه	جرم پیش از گرم کردن g	جرم پس از گرم کردن g
۱	۱/۴۸	۱/۲۶
۲	۱/۶۴	۱/۴۰
۳	۲/۰۸	۱/۷۸

آ) آیا این جسم جامد می‌تواند یک نمک آبپوشیده باشد؟ دلیل خود را توضیح دهید.

ب) اگر جرم یک مول از این جسم جامد پس از گرم کردن ۲۰۸g باشد و فرمول آن X باشد، فرمول نمک آبپوشیدهٔ آن را تعیین کنید.

بیشتر بدانید

نمک‌های آبپوشیده قرن‌هاست که شناخته شده‌اند. برای نمونه، $Na_2SO_4.10H_2O$ ترکیبی است که یک کیمیاگر اهل مجارستان به نام جان گلوبر برای نخستین بار در قرن هفدهم از آب چشمه‌های این کشور به‌دست آورد. در همان زمان، $MgSO_4.7H_2O$ را از چشمه‌های آب معدنی اِپسوم واقع در کشور انگلستان به‌دست آوردند. روزگاری از نمک گلوبر و نمک اِپسوم به‌عنوان مُلیّن استفاده می‌شد. در جدول زیر، برخی از نمک‌های آبپوشیده معرفی شده‌اند.

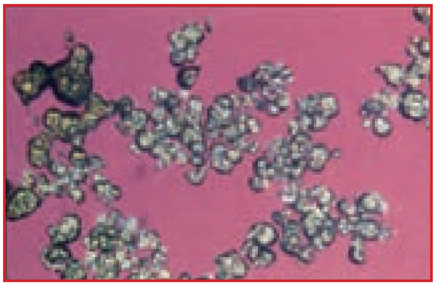
تعدادی از نمک‌های آبپوشیده

نام متداول	نام شیمیایی	ترکیب
نمک گلوبر	سدیم سولفات ده‌آبه	$Na_2SO_4.10H_2O$
سنگِ گچ	کلسیم سولفات دوآبه	$CaSO_4.2H_2O$
نمک اِپسوم	منیزیم سولفات هفت‌آبه	$MgSO_4.7H_2O$
زاج سبز	آهن (II) سولفات هفت‌آبه	$FeSO_4.7H_2O$
کات کبود	مس (II) سولفات پنج‌آبه	$CuSO_4.5H_2O$
زاج سرخ	کبالت (II) سولفات شش‌آبه	$CoSO_4.6H_2O$

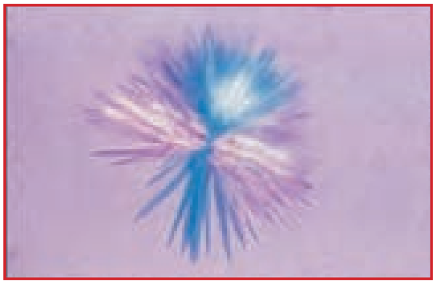
برخی از نمک‌های آبپوشیده به ویژه $Na_2CO_3.10H_2O$ و $FeSO_4.7H_2O$ هنگامی که در برابر هوای خشک قرار می‌گیرند، تمامی یا بخشی از آب تبلور خود را از دست می‌دهند. این فرایند که شکفتگی

نام دارد، موجب می‌شود که بلور شیشه‌مانند نمک آبپوشیده خُرد شده، به گرد بی‌شکلی تبدیل شود. اغلب، آبزدایی از این نمک‌ها با تغییر رنگ همراه است.

اغلب، شکل بلور یک نمک آبپوشیده با نمک بی‌آب آن کاملاً تفاوت دارد. برای نمونه، بلور سدیم اورات یک آبه ($NaC_5H_3N_4O_3.H_2O$) تیز و سوزنی شکل است و در مفاصل انسان (به‌ویژه شست پا) رسوب می‌کند و موجب بروز درد شدیدی در این بخش از بدن می‌شود. به این بیماری نقرس می‌گویند. از سوی دیگر، بلور سدیم اورات بی‌آب تقریباً کروی شکل است.



(آ) بلور بی‌آب، کروی شکل



(ب) بلور یک آبه، سوزنی شکل؛ تشکیل این بلورها در بدن موجب بروز بیماری نقرس می‌شود.

بلورهای سدیم اورات

بخش ۴

پیوند کووالانسی و ترکیب‌های مولکولی



اگرچه درک ساختار الکترونی اتم از اهمیت بسیاری برخوردار است، با این حال بیشتر شیمی‌دان‌ها علاقهٔ زیادی به یک اتم تنها ندارند. آنها به مطالعهٔ گروه‌های دوتایی یا چندتایی از اتم‌ها و نیروهایی علاقه‌مند هستند که آنها را کنار هم نگاه می‌دارد. نوعی از این نیروها که پیوند کووالانسی نامیده می‌شود، نیرویی است که اتم‌ها را به یکدیگر محکم متصل کرده، مولکول‌ها را به‌وجود می‌آورد. مطالعهٔ ویژگی‌های این نوع پیوندها درک ساختار و رفتار بسیاری از مواد شیمیایی را آسان می‌کند و پرده از دنیای شگفت‌انگیز مولکول‌ها برمی‌دارد.

به داده‌های جدول ۱ با دقت نگاه کنید. همان‌طور که در این جدول مشاهده می‌شود میان خواص فیزیکی سدیم کلرید و یُد تفاوت‌های چشم‌گیری وجود دارد. این تفاوت‌ها که در میان بسیاری از اجسام دیگر نیز دیده می‌شود، از وجود تفاوتی چشم‌گیر در ساختار ذره‌های سازندهٔ آنها حکایت می‌کند. یون‌های سدیم و یون‌های کلرید ذره‌های سازندهٔ نمک خوراکی هستند، اما مولکول‌های دو اتمی یُد (I_2) را به‌وجود آورده‌اند. بنابراین آشنایی با ویژگی‌ها و چگونگی تشکیل مولکول‌ها می‌تواند ما را در درک خواص این دسته از ترکیب‌ها یاری دهد.

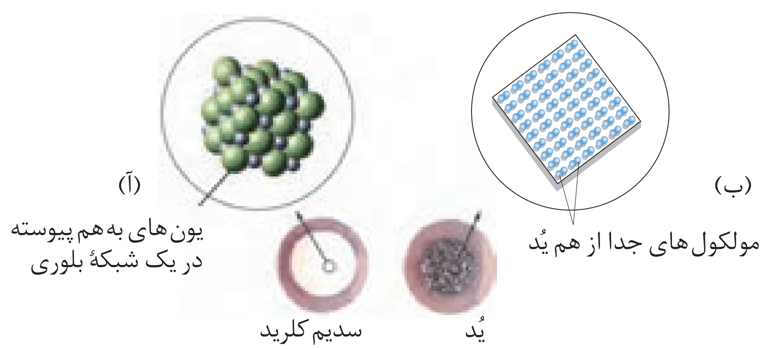
جدول ۱ مقایسهٔ برخی از خواص فیزیکی نمک خوراکی و یُد

جسم	حالت فیزیکی (در دمای اتاق)	نقطهٔ ذوب ($^{\circ}C$)	نقطهٔ جوش ($^{\circ}C$)	رسانایی الکتریکی
NaCl	جامد	زیاد (۸۰۱)	زیاد (۱۴۱۳)	زیاد (به‌صورت مذاب یا محلول در آب)
I_2	جامد	کم (۱۱۳/۵)	کم (۱۸۴/۳)	نارسانا

پیوند کووالانسی هنگامی تشکیل می‌شود که اتم‌ها به تعداد برابر الکترون به اشتراک بگذارند.

همان‌طور که گفته شد برای توضیح خواص ترکیب‌هایی مانند یُد به الگوی تازه‌ای برای تشکیل پیوند نیاز داریم. در این الگو برخلاف تشکیل پیوند یونی، اتم‌ها برای رسیدن به آرایش گاز نجیب (آرایش هشتایی) به‌جای ازدست دادن یا پذیرفتن الکترون، آنها را میان خود به اشتراک می‌گذارند. در این حالت میان دو اتم پیوندی به‌وجود می‌آید که **پیوند کووالانسی** گفته می‌شود.

نیرویی که دو اتم را در یک پیوند کووالانسی به هم متّصل نگه می‌دارد، ممکن است از نیروی موجود میان یک جفت کاتیون و آنیون قوی‌تر باشد. اما، در مولکولی مانند مولکول یُد، تنها دو اتم یُد با پیوند کووالانسی به یک دیگر متّصل شده‌اند و با دیگر اتم‌های یُد پیوندی ندارند. اگر به ساختار سدیم کلرید و یُد به‌دقت نگاه کنید، شکل ۱، خواهید دید که اگرچه

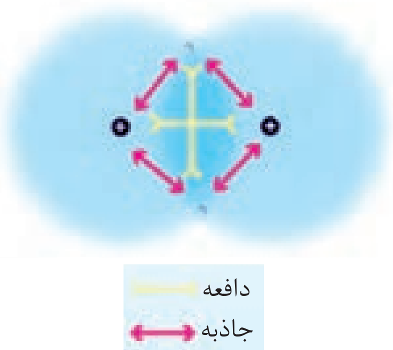


شکل ۱ آ) در بلور سدیم کلرید(NaCl)، هر یون دست کم به شش یون با بار ناهم‌نام متصل است و در مجموع شبکهٔ به هم پیوسته‌ای از یون‌ها ایجاد شده است.
ب) در یُد(I_2)، ذره‌های سازندهٔ بلور، مولکول‌های بدون بار و مستقل I_2 هستند.

یُد و نمک خوراکی هر دو جامدند امّا، یُد از گردهم‌آیی مولکول‌های دو اتمی و جدا از هم I_2 تشکیل شده است، درحالی که NaCl از تجمع تعداد برابری از یون‌های سدیم و کلرید ساخته شده است. از آن جا که ترکیب‌هایی مانند یُد اغلب از مولکول‌های جدا از هم تشکیل شده‌اند، آنها را **ترکیب‌های مولکولی** می‌نامند.

تشکیل پیوند کووالانسی

اما چرا اتم‌ها با پیوند کووالانسی به یکدیگر متّصل می‌شوند و مولکول‌ها را ایجاد می‌کنند؟ برای پاسخ دادن به این پرسش، تشکیل پیوند کووالانسی ساده بین دو اتم هیدروژن را درنظر بگیرید. با نزدیک شدن اتم‌های هیدروژن به یک دیگر میان الکترون یک اتم هیدروژن و هستهٔ اتم هیدروژن دیگر، یک نیروی جاذبه‌ای قوی ایجاد می‌شود. از طرف دیگر، بین الکترون‌ها و همچنین بین هسته‌های آنها نیز یک نیروی دافعه‌ای قدرتمند به‌وجود می‌آید. در ابتدا ممکن است تصوّر کنید که این نیروهای جاذبه‌ای و دافعه‌ای یکدیگر را خنثی می‌کنند و موجب می‌شوند که این دو اتم همچنان جدا از هم باقی بمانند. امّا می‌دانیم که هیدروژن از مولکول‌های دو اتمی H_2 تشکیل شده است.

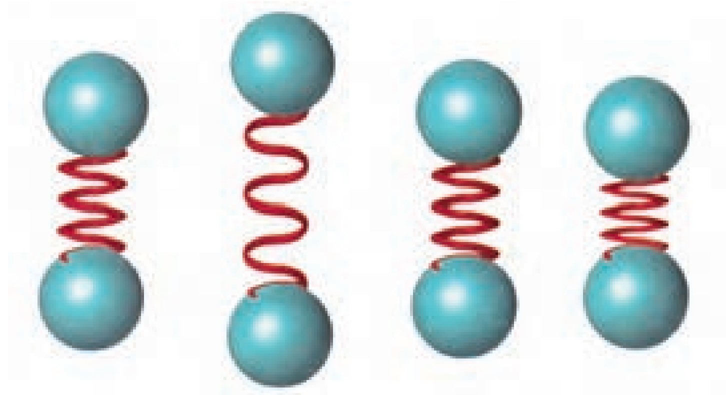


شکل ۲ وقتی دو اتم هیدروژن در تماس با یکدیگر قرار می‌گیرند، بین ذرّه‌های موجود در یک اتم و ذرّه‌های اتم دیگر اثرهای جاذبه‌ای و دافعه‌ای به‌وجود می‌آید. تشکیل پیوند نتیجهٔ تأثیر این نیروها بر یکدیگر است.

در هنگام تشکیل پیوند کووالانسی، اثر نیروهای جاذبه‌ای بسیار بیشتر از مجموع نیروهای دافعه‌ای میان دو هسته و بین دو الکترون است. این نیروی جاذبهٔ اضافی دو اتم هیدروژن را به سوی یکدیگر می‌کشاند و اساس تشکیل پیوند کووالانسی بین آنها به‌شمار می‌آید. اگرچه پس از تشکیل پیوند کووالانسی نیروهای دافعه و جاذبه برابر می‌شوند و اتم‌ها در فاصله‌ای تعادلی نسبت به هم قرار می‌گیرند.

پیوند کووالانسی را می‌توان به‌صورت یک فنر درنظر گرفت، شکل ۳. هنگامی که دو اتم هیدروژن از یکدیگر دور می‌شوند، نیروهای جاذبه‌ای موجود بین الکترون‌ها و هسته‌ها، این اتم‌ها را به حالت اول باز می‌گردانند. از سوی دیگر، در اثر نزدیک‌شدن اتم‌ها به یکدیگر، بـا افزایش نیروهـای دافعه میان هسته‌هـا و همچنین الکترون‌هـا، اتم‌هـای هیدروژن از یک

دیگر دور می‌شوند. در واقع، اتم‌های هیدروژن در امتداد محور پیوند نوسان می کنند، امّا نوسان آنها به گونه‌ای است که همواره هسته‌های آنها در یک فاصلهٔ تعادلی از یکدیگر قرار می گیرند. به فاصلهٔ تعادلی میان هسته‌های دو اتم درگیر در پیوند **طول پیوند** می گویند.

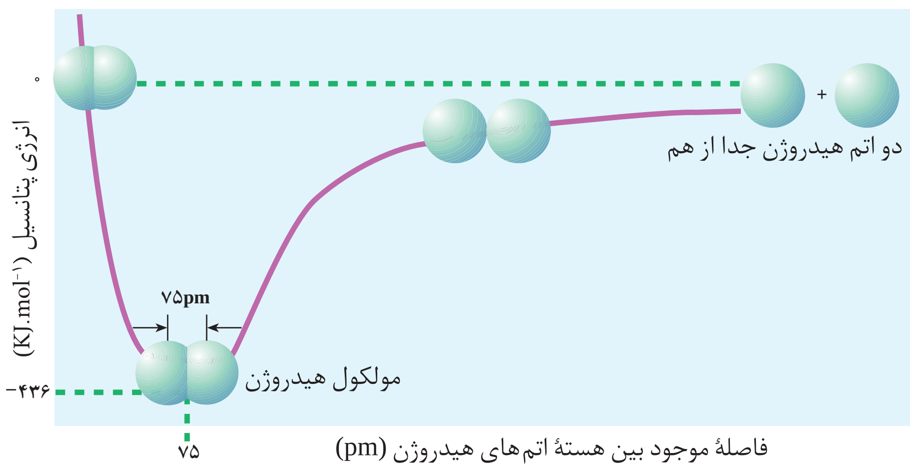


شکل ۳ طول پیوند کووالانسی بین دو اتم حول فاصلهٔ تعادلی کم و زیاد می‌شود.

طول پیوند با انرژی پیوند نسبت عکس دارد

راه دیگری برای مطالعهٔ پیوند کووالانسی، بررسی سطح انرژی دو اتم هیدروژن پیش و پس از تشکیل پیوند است. با دقت به شکل ۴ نگاه کنید. در کدام نقطه روی منحنی این دو اتم در کنار هم کمترین انرژی را دارند؟ این نقطه نمایان گر پایین‌ترین سطح انرژی است و فاصلهٔ بین هستهٔ دو اتم هیدروژن را ، پس از تشکیل پیوند کووالانسی نشان می‌دهد. این فاصله همان **فاصلهٔ تعادلی** یا **طول پیوند** است. اتم‌های هیدروژن در فاصله‌ای دورتر از فاصلهٔ تعادلی ــ به علت نیروهای جاذبه ــ تمایل دارند به یکدیگر نزدیک شوند. اما، در

طول پیوند نشان دهندهٔ جایگاه اتم‌ها در پایین‌ترین سطح انرژی یا پایدارترین حالت است.



شکل ۴ وقتی اتم‌ها در فاصلهٔ معیّنی از یک دیگر قرار می گیرند، بین آنها پیوند تشکیل می‌شود. در این فاصله، اتم‌ها در مولکول در پایین‌ترین سطح انرژی قرار دارند. اگر اتم‌ها از این فاصله به یکدیگر نزدیک‌تر یا دورتر شوند، در وضعیتی ناپایدار قرار خواهند گرفت.

فاصله‌ای کمتر از فاصلهٔ تعادلی ـ به‌علت قوی‌تر شدن نیروهای دافعه ـ تمایل دارند از هم دور شوند و به وضع تعادلی برگردند.

دو اتم متّصل به یکدیگر به‌طور دایم نوسان می‌کنند، امّا تا زمانی که انرژی آنها در پایین‌ترین سطح خود قرار دارد، با پیوند کووالانسی به یکدیگر متّصل باقی خواهند ماند.

از این مشاهده‌ها می‌توان نتیجه گرفت که اتم‌های هیدروژن متّصل به یکدیگر پایدارتر از اتم‌های هیدروژن جدا از هم هستند. به عبارت دیگر سطح انرژی مولکول‌های هیدروژن پایین‌تر از سطح انرژی اتم‌های جدا از هم هیدروژن است. بنابراین هنگامی که بین آنها پیوندی به‌وجود می‌آید، انرژی آزاد می‌شود. جدول ۲ طول و انرژی برخی از پیوندهای کووالانسی را نشان می‌دهد. توجه کنید که با افزایش طول پیوند از انرژی پیوندها کاسته می‌شود. در واقع انرژی پیوند، انرژی لازم برای شکستن پیوند کووالانسی و تولید اتم‌های جدا از هم است و همان‌طوری که ملاحظه شد اغلب با طول پیوند رابطه‌ای وارونه دارد.

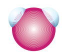
جدول ۲ طول و انرژی برخی پیوندهای کووالانسی

پیوند	طول پیوند (pm)	انرژی پیوند ($kJ.mol^{-1}$)
H – H	۷۵	۴۳۶
H – C	۱۰۹	۴۱۲
H – Cl	۱۲۷	۴۳۲
H – Br	۱۴۲	۳۶۶
C – O	۱۴۳	۳۶۰
C – C	۱۵۴	۳۴۸
H – I	۱۶۱	۲۹۸
C – Cl	۱۷۷	۳۳۸
C – Br	۱۹۴	۲۷۶
Cl – Cl	۱۹۹	۲۴۳
Br – Br	۲۲۹	۱۹۳
I – I	۲۶۶	۱۵۱

پیوندهای کووالانسی قطبی و ناقطبی

اگر چه رسانایی الکتریکی آب خالص بسیار کم است، امّا شباهت برخی از خواص آن، با ترکیب‌های یونی بیشتر از ترکیب‌های مولکولی مانند متان، CH_4، است، جدول ۳.

جدول ۳ مقایسهٔ خواص آب و متان

ماده	مدل فضا پُرکن	فرمول مولکولی	نقطهٔ ذوب (°C)	نقطهٔ جوش (°C)	رفتار در میدان الکتریکی
آب		H_2O	۰/۰	۱۰۰/۰	جهت‌گیری می‌کند
متان		CH_4	-۱۸۲/۶	-۱۶۱/۴	جهت‌گیری نمی‌کند

آب مانند جسمی که دارای ذرّه‌های باردار است، در میدان الکتریکی عکس‌العمل نشان می‌دهد و برخلاف ترکیب‌های مولکولی با جرم مولی مشابه مانند متان که دارای نقطهٔ ذوب و جوش پایینی است، در گسترهٔ دمایی بزرگی همچنان به حالت مایع باقی می‌ماند، جدول ۳. این خواص را می‌توان در ادامهٔ همین بخش با گسترش الگوی پیوند کووالانسی توضیح داد.

مولکول H_2 را درنظر بگیرید. در مولکول هیدروژن هر دو اتم درگیر پیوند یکسانند، از این‌رو به یک اندازه تمایل دارند که جفت الکترون به اشتراک گذاشته شده را به‌سوی خود بکشند. بنابراین، این دو الکترون به‌طور یکنواخت روی دو اتم هیدروژن و در واقع روی مولکول هیدروژن پخش شده‌اند. چنین پیوندی را **پیوند کووالانسی ناقطبی** می‌گویند. زیرا با توزیع یکنواخت الکترون‌ها روی کل مولکول در هیچ جا تراکم یا کمبود الکترون مشاهده نمی‌شود و به این ترتیب دو قطب مثبت و منفی روی مولکول به‌وجود نمی‌آید. همواره پیوند میان دو اتم یکسان، کووالانسی ناقطبی خواهد بود.

تعداد کمی از ترکیب‌های شیمیایی هستند که پیوندهای کاملاً **یونی** یا کاملاً کووالانسی ناقطبی مانند آنچه اشاره شد، دارند. این دو ویژگی در واقع دو انتهای یک گستره از انواع پیوند به‌شمار می‌آیند. پیوندهای موجود در بسیاری از ترکیب‌ها، مانند آب، تا حدودی ویژگی‌هایی از هردو نوع پیوند را دربر دارند. برای مثال، اگرچه در مولکول آب الکترون‌ها بین اتم‌های اکسیژن و هیدروژن به اشتراک گذاشته شده‌اند، امّا مشاهده‌ها نشان می‌دهد که توزیع آنها بین این دو اتم یکسان نیست. در هر یک از این پیوندها، اتم اکسیژن خیلی بیشتر از اتم هیدروژن جفت الکترون پیوندی را به‌سوی خود جذب می‌کند. به این دلیل انتظار می‌رود که اتم اکسیژن دارای مقدار اندکی بار منفی و اتم هیدروژن نیز دارای مقدار اندکی بار مثبت باشد. چون در این‌جا یک اتم به قطب منفی و اتم دیگر به قطب مثبت تبدیل می‌شود، پیوند میان آن دو را **پیوند کووالانسی قطبی** می‌گویند.

به جفت الکترون به اشتراک گذاشته شده در یک پیوند کووالانسی جفت الکترون پیوندی می‌گویند.

میزان قطبی بودن یک پیوند به توانایی نسبی اتم‌ها در کشیدن جفت الکترون اشتراکی به‌سوی خود بستگی دارد. پیش از این آموختید که به این ویژگی **الکترونگاتیوی** می‌گویند.

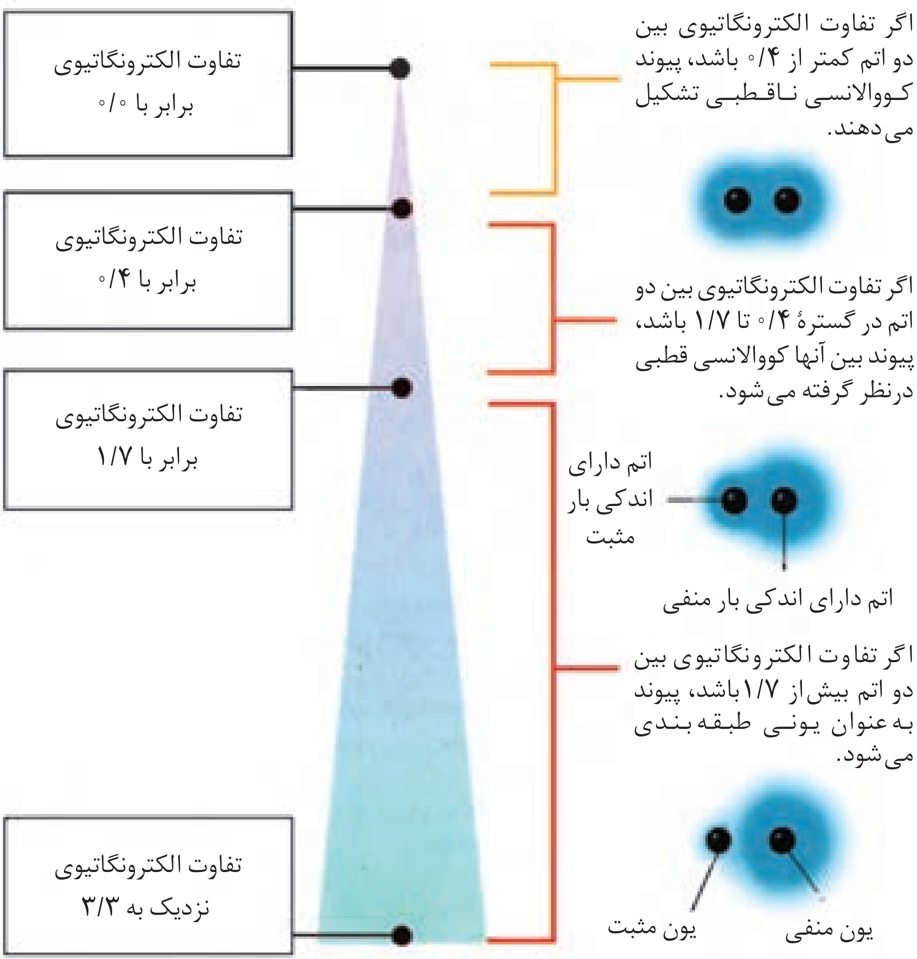
با اتصال دو اتم با الکترونگاتیوی متفاوت، یک پیوند کووالانسی قطبی به‌وجود می‌آید. به‌طوری که قطب منفی این پیوند را اتم الکترونگاتیوتر تشکیل می‌دهد.

میزان قطبی بودن یک پیوند کووالانسی قطبی را تفاوت الکترونگاتیوی اتم‌های درگیر در آن پیوند تعیین می کند.

همان‌گونه که به یاد دارید اتم‌هایی مانند فلوئور، نیتروژن و اکسیژن بسیار الکترونگاتیو هستند، به عبارت دیگر جفت الکترون پیوندی را بیش از اتم‌هایی مانند سدیم، منیزیم و لیتیم به‌سوی خود جذب می کنند. هر اندازه تفاوت الکترونگاتیوی بین دو اتم بیشتر باشد، میزان قطبی‌بودن پیوند یا به‌عبارت دیگر خصلت یونی پیوندی که تشکیل می‌دهند نیز بیشتر خواهد بود.

برای مثال، سزیم فلوئورید، CsF، را درنظر بگیرید. الکترونگاتیوی سزیم، ۰/۷ و الکترونگاتیوی فلوئور، ۴/۰ است، شکل ۹ از بخش ۲. تفاوت الکترونگاتیوی در این مورد ۳/۳ است. شکل ۵ نشان می‌دهد که شباهت خواص این پیوند به خواص پیوندهای یونی بسیار بیشتر از خواص پیوندهای کووالانسی ناقطبی است. به‌طور کلّی وقتی تفاوت الکترونگاتیوی دو اتم در یک پیوند بزرگ‌تر از ۱/۷ باشد، اغلب آن را در گروه پیوندهای یونی دسته‌بندی می کنند.

پیوند کووالانسی قطبی نوعی پیوند کووالانسی است که در آن الکترون های پیوندی به‌وسیلهٔ یکی از اتم‌های درگیر در پیوند بیشتر جذب می‌شوند.



شکل ۵ برای پیش‌بینی خواص پیوند، می‌توان از تفاوت الکترونگاتیوی اتم‌ها استفاده کرد. به‌طور کلّی، هر اندازه تفاوت الکترونگاتیوی بیشتر باشد، خصلت یونی پیوند نیز بیشتر خواهد بود.

حال پیوندی را که بین سیلیسیم و اکسیژن به‌وجود می‌آید، در نظر بگیرید. در این مورد، الکترونگاتیوی اکسیژن ۳/۵ و الکترونگاتیوی سیلیسیم ۱/۸ و تفاوت آنها ۱/۷ است. این تفاوت، پیوند سیلیسیم با اکسیژن را در آستانهٔ پیوندهای یونی قرار می‌دهد.

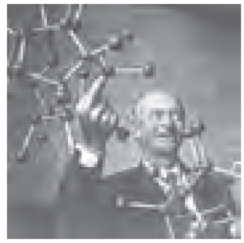
پیوند کووالانسی ناقطبی نوعی پیوند کووالانسی است که در آن الکترون‌های پیوندی به‌طور یکسان بین دو اتم متصل به هم توزیع شده است.

هنگامی که یک پیوند کووالانسی بین دو اتم با الکترونگاتیوی یکسان به‌وجود می‌آید، پیوند بین آنها را **پیوند کووالانسی ناقطبی** می‌گویند.

گفتنی است که گاهی پیوند با اختلاف الکترونگاتیوی برابر ۰/۴ نیز پیوند ناقطبی درنظر گرفته می‌شود. برای نمونه اغلب از قطبی بودن پیوند C – H که پیوند مهمی در مطالعهٔ ترکیب‌های آلی به‌شمار می‌آید، چشم‌پوشی می‌شود.

مولکول‌ها را چگونه نمایش می‌دهند؟

می‌دانید که از اتصال اتم‌ها به یکدیگر مولکول‌ها به‌وجود می‌آیند. برای نشان دادن چگونگی اتصال اتم‌ها به یکدیگر و نمایش مولکول حاصل، می‌توان **الکترون‌های ظرفیتی** شرکت کننده در تشکیل پیوند را با استفاده از نقطه نشان داد.



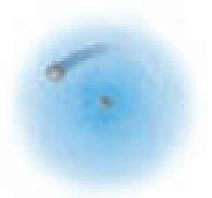
لینوس پاولینگ

(۱۹۰۱ـ۱۹۹۴)

معرفی مقیاسی نسبی برای اندازه‌گیری الکترونگاتیوی عنصرها از جمله مهم‌ترین کارهای او بود.

هر اتم هیدروژن با آرایش الکترونی $1s^1$، تنها یک الکترون دارد. الکترون ظرفیّت اتم هیدروژن را به‌وسیلهٔ یک نقطه نشان می‌دهند، شکل ۶.

H .



شکل ۶ اتم هیدروژن و تنها الکترون ظرفیت آن را می‌توان با حرف H و یک نقطه در کنار آن نمایش داد.

اگر برای نمایش جفت الکترون مشترک بین دو اتم از دو نقطه استفاده کنیم، مولکول هیدروژن به شکل زیر نشان داده می‌شود.

H : H

این دو نقطه را بین دو اتم هیدروژن قرار می‌دهند تا معلوم باشد که این الکترون‌ها بین دو اتم به اشتراک گذاشته شده‌اند. هیدروژن نمی‌تواند بیش از دو الکترون مشترک داشته باشد.

اکنون بـه اتم کلر بـا آرایش الکترونـی $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$ توجه کنید. اتم کلر ۱۷الکترون دارد. دو الکترون در لایهٔ اوّل، ۸ الکترون در لایهٔ دوم و ۷ الکترون موجود در بیرونی‌ترین لایه (لایهٔ سوم) که الکترون‌های ظرفیّت هستند. بنابراین، ساختار الکترونی اتم کلر را می‌توان به صورت نمایش داده شده در شکل ۷ نشان داد.



شکل ۷ یک اتم کلر ۱۷ الکترون دارد. ۷ الکترون آن الکترون‌های ظرفیت هستند. هستهٔ اتم کلر و ۱۰ الکترون درونی آن را می‌توان با نشانهٔ Cl نمایش داد. ۷ الکترون ظرفیّت را می‌توان با قراردادن هفت نقطه پیرامون نشانهٔ Cl مشخص کرد.

$$:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}\cdot$$

اگر دو اتم کلر داشته باشید، هر اتم کلر برای تبعیت از قاعدهٔ هشتایی تنها به یک الکترون دیگر نیاز دارد. هیچ‌یک از اتم‌های کلر نمی‌تواند از دیگری الکترون بگیرد. بنابراین، برای دست‌یابی به آرایش هشتایی حاضرند الکترون تکی خود را به اشتراک بگذارند. این اتم‌ها، آن‌طور که نشان داده شده است، با به‌اشتراک گذاشتن یک جفت الکترون و تشکیل یک پیوند کووالانسی تا حدود زیادی پایدار می‌شوند.

جفت الکترون ناپیوندی جفت الکترونی است که در تشکیل پیوند کووالانسی شرکت نمی‌کند و فقط به یکی از اتم‌ها تعلق دارد.

$$:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}:$$

افزون بر این هر اتم کلر الکترون‌هایی دارد که در تشکیل پیوند شرکت نکرده‌اند. این جفت الکترون‌ها را **جفت الکترون‌های ناپیوندی** می‌نامند. در مولکول Cl_2 هر اتم کلر چند جفت الکترون ناپیوندی دارد؟

کاربرد این جفت نقطه‌ها برای نشان دادن جفت‌الکترون‌های پیوندی و ناپیوندی، تشخیص آرایش هشتایی پایدار را برای هر اتم، آسان می‌کند. اگر سمت چپ، بالا، سمت راست و پایینِ نشانهٔ هر اتم به‌وسیلهٔ یک جفت الکترون پیوندی یا ناپیوندی احاطه شده باشد، اتم موردنظر (به‌استثنای هیدروژن) دارای آرایش هشتایی پایدار است.

هنگام رسم ساختارهای الکترون ـ نقطه‌ای می‌توان جفت نقطه‌ای را که نمایان‌گر جفت الکترون پیوندی یا پیوند کووالانسی است با یک خط کوتاه نشان داد. این خط کوتاه نمایان‌گر یک پیوند ساده (یگانه) است.

پیوند ساده (یگانه) نتیجهٔ به اشتراک گذاشتن یک جفت الکترون بین دو اتم است.

$$H:H \quad \text{یا} \quad H-H$$

$$:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}: \qquad :\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}-\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}:$$

به این شیوهٔ نمایش **مدل الکترون ـ نقطه** یا **ساختار لوویس** می‌گویند. همان‌گونه که گفته شد در ساختارهای لوویس هسته و الکترون‌های لایه‌های درونی به‌وسیلهٔ نماد شیمیایی عنصر و پیوندهای کووالانسی به‌وسیلهٔ جفت نقطه‌ها یا خط‌های کوتاه نشان داده می‌شوند. جفت الکترون‌های ناپیوندی را به‌وسیلهٔ جفت نقطه‌هایی در کنار نشانهٔ شیمیایی عنصر نمایش می‌دهند.

برای رسم ساختارهای لوویس باید:

۱ـ تعداد کل الکترون‌های ظرفیت را بشمارید. برای این کار الکترون‌های ظرفیت اتم‌ها را با هم جمع کنید.

برای مثال، HCl را درنظر بگیرید. هیدروژن تنها یک الکترون ظرفیت دارد. کلر دارای ۷ الکترون ظرفیت است.

تعداد کل الکترون‌های ظرفیت: ۱+۷=۸

۲ـ نشانهٔ شیمیایی اتم‌ها را به ترتیبی بنویسید که نشان دهد چگونه به یک دیگر متّصل شده‌اند. الکترون‌های ظرفیت را با نقطه نشان دهید. جفت نقطه‌ها را به گونه‌ای توزیع کنید که از قاعدهٔ هشتایی تبعیّت شده باشد، مگر در مورد هیدروژن که می‌تواند حداکثر دو الکترون داشته باشد.

$$H:\underset{\cdot\cdot}{\overset{\cdot\cdot}{Cl}}:$$

۳ـ تعداد الکترون‌های به کار رفته در ساختار لوویس را با تعداد الکترون‌های موجود در مرحلهٔ ۱ مقایسه کنید.

تعداد کل الکترون‌های نشان داده شده: ۲+۶=۸

۴ـ هر جفت نقطه‌ای را که نمایان‌گر یک پیوند هستند با یک خطّ کوتاه عوض کنید.

$$H-\underset{\cdot\cdot}{\overset{\cdot\cdot}{Cl}}:$$

۵ـ اطمینان حاصل کنید که بجز هیدروژن در رسم آرایش الکترونی تمام اتم‌های مولکول یاد شده از قاعدهٔ هشتایی تبعیت شده است.

ساختارهای لوویس برای مولکول‌های چند اتمی

وقتی ساختار لوویس مولکولی را رسم می‌کنیم که بیش از دو اتم دارد، ابتدا باید دربارهٔ چگونگی آرایش اتم‌های آن تصمیم بگیریم. برای این کار همواره راهنمایی‌های زیر را درنظر داشته باشید:

- اتم‌های هیدروژن و هالوژن تنها با یک اتم دیگر پیوند می‌دهند و معمولاً در پیرامون اتم مرکزی قرار می‌گیرند.
- معمولاً اتمی که الکترونگاتیوی آن از همه کمتر است **اتم مرکزی** درنظر گرفته می‌شود.
- وقتی در مولکولی از یک عنصر بیش از یک اتم وجود داشته باشد، این اتم‌ها اغلب در اطراف اتم مرکزی قرار می‌گیرند.

نمونهٔ حل شده

ساختار لوویس یدومتان، CH_3I، را رسم کنید.

۱ـ تعداد کل الکترون‌های ظرفیّت را حساب کنید.

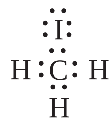
۱ اتم C با ۴ الکترون ۱×۴=۴

۳ اتم H با ۱ الکترون ۳×۱=۳

۱ اتم I با ۷ الکترون   ۱×۷=۷

در مجموع: ۱۴ الکترون ظرفیّت

۲ـ اتم‌ها را در جای خود بچینید:

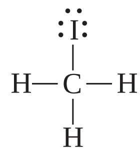


۳ـ تعداد الکترون‌های به کار رفته را با تعداد الکترون‌های ظرفیّت مقایسه کنید.

هر ۱۴ الکترون ظرفیّت به کار رفته است.

الکترون ۱۴=۲×۷

۴ـ هر دو نقطهٔ مشترک بین دو اتم را با خطی کوتاه نمایش دهید.



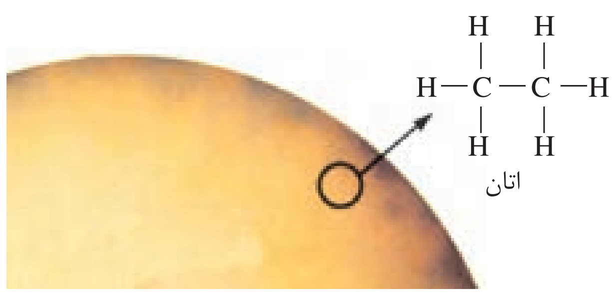
۵ـ مطمئن شوید که به‌جز برای هیدروژن برای اتم‌های دیگر قاعدهٔ هشتایی رعایت شده است.

خود را بیازمایید

ساختار لوویس هیدروژن برمید، HBr؛ دی کلرومتان، CH_2Cl_2؛ و متانول، CH_3OH، را رسم کنید.

دو اتم می‌توانند بیش از یک جفت الکترون به اشتراک بگذارند

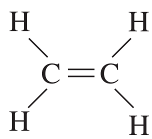
از آن‌جا که کربن در بیرونی‌ترین لایهٔ الکترونی خود چهار الکترون ظرفیت دارد، با رعایت قاعدهٔ هشتایی، حداکثر می‌تواند با چهار اتم پیوند تشکیل دهد. در مولکول اتان، C_2H_6، هر اتم کربن به یک اتم کربن دیگر و سه اتم هیدروژن متّصل است، شکل ۸. بین هر اتم هیدروژن و کربن و همچنین بین دو اتم کربن یک جفت الکترون مشترک وجود دارد.



شکل ۸ ستاره‌شناسان گمان می‌کنند که سطح بزرگ‌ترین ماه سیارهٔ کیوان (زحل) از اتان مایع، C_2H_6، پوشیده شده است.

پیوند دوگانه پیوند کووالانسی تشکیل شده از به‌اشتراک گذاشتن دو جفت الکترون بین دو اتم است.

اتم‌های کربن، نیتروژن، اکسیژن و گاهی گوگرد می‌توانند با خود یا اتم‌های دیگر، با رعایت قاعدهٔ هشتایی، بیش از یک جفت الکترون به اشتراک بگذارند. برای مثال، اگر دو اتم کربن بین خود به‌جای یک جفت الکترون دو جفت الکترون (در کل چهار الکترون) به اشتراک بگذارند، یک پیوند کووالانسی دوگانه یا **پیوند دوگانه** تشکیل می‌شود. مولکول اِتِن شامل دو اتم کربن و چهار اتم هیدروژن است. در این مولکول دو اتم کربن با پیوند دوگانه به یک دیگر متّصل شده‌اند، شکل ۹.



شکل ۹ ساختار لوویس مولکول اتن

دو اتم کربن همچنین می‌توانند سه جفت الکترون به اشتراک بگذارند. مولکولی که از دو اتم کربن با پیوند سه‌گانه و دو اتم هیدروژن تشکیل شده است، **اِتین** نامیده می‌شود شکل ۱۰.

پیوند سه‌گانه پیوند کووالانسی تشکیل شده از به اشتراک گذاشتن سه جفت الکترون بین دو اتم است.



شکل ۱۰ غار شناس‌ها اغلب از چراغ‌های کاربیدی استفاده می‌کنند. در این چراغ‌ها کلسیم کاربید، CaC_2، با آب واکنش می‌دهد و گاز اتین (استیلن) تولید می‌کند.

اگر چه نام‌های اتان، اِتِن و اِتین چندان متفاوت به‌نظر نمی‌رسد، ولی ساختار لوویس، خواص و کاربردهای آنها متفاوت است. نیتروژن نیز می‌تواند پیوند سه‌گانه تشکیل دهد. در مولکول‌های دو اتمی سازندهٔ گاز نیتروژن، N_2، میان دو اتم نیتروژن پیوند سه‌گانه وجود دارد.

$$:N\equiv N:$$

در هنگام رسم ساختارهای لوویس اگر متّصل کردن اتم‌ها به یکدیگر با پیوندهای یگانه، ساختار لوویس مناسبی به دست ندهد، مولکول باید پیوندهای چندگانه داشته باشد.

نمونهٔ حل شده

ساختار لوویس فرمالدهید، CH_2O ، را رسم کنید.

۱ـ تعداد کل الکترون‌های ظرفیت را حساب کنید:

۲ اتم H با ۱ الکترون =۲

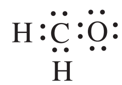
۱ اتم C با ۴ الکترون =۴

۱ اتم O با ۶ الکترون =۶

در مجموع: ۱۲ الکترون ظرفیّت

۲ـ اتم‌ها را کنار هم قرار دهید. برای این کار از روشی استفاده کنید که پیش از این برای تعیین اتم مرکزی داده شده است.

کربن در میانهٔ ساختار قرار می‌گیرد. اتم‌های دیگر را در اطراف اتم کربن قرار دهید. به‌نظر می‌رسد که قراردادن الکترون‌های پیوندی و ناپیوندی کار ساده‌ای باشد. زیرا در این ساختار لوویس، برای هریک از دو اتم O و C قاعدهٔ هشتایی رعایت شده است. اما لازم است که درستی این ساختار را بررسی کنیم.



۳ـ تعداد الکترون‌های به‌کار رفته را با تعداد الکترون‌های ظرفیت مقایسه کنید.

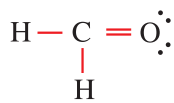
الکترون‌های به‌کار رفته: ۱۴ الکترون‌های ظرفیت: ۱۲

۴ـ حال بدون آن که قاعدهٔ هشتایی نقض شود، باید دو الکترون را حذف کنیم. برای این کار، با حذف دو الکترون ناپیوندی از کربن و اکسیژن و با تشکیل یک پیوند کووالانسی دوگانه بین کربن و اکسیژن، مشکل حل خواهد شد. در این ساختار ضمن رعایت قاعدهٔ هشتایی، تعداد الکترون‌های به‌کار رفته با تعداد الکترون‌های ظرفیت برابر است.



- الکترون‌های به‌کار رفته: ۱۲
- الکترون‌های ظرفیّت: ۱۲
- کربن دو پیوند ساده و یک پیوند دوگانه و در مجموع چهار پیوند کووالانسی تشکیل می‌دهد.

۵ـ به جای هر جفت الکترون موجود میان دو اتم یک خط کوتاه قرار دهید.



۶ـ مطمئن شوید که قاعدهٔ هشتایی رعایت شده باشد.

در این جا، پیوند دوگانه نمایان گر چهار الکترون مشترک بین کربن و اکسیژن است. بنابراین، قاعدهٔ هشتایی نیز رعایت شده است.

خود را بیازمایید

ساختارهای لوویس مولکول های زیر را رسم کنید:

آ) کربن دی اکسید، $CO_۲$

ب) کربن تتراکلرید، $CCl_۴$

پ) آمونیاک، $NH_۳$

ت) هیدروژن سیانید، HCN

ث) گوگردی تری اکسید، $SO_۳$

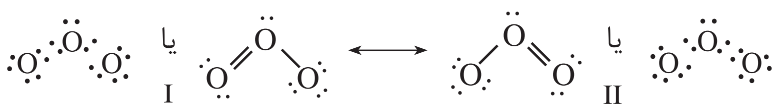
ج) فسفر تری کلرید، $PCl_۳$

در هنگام رسم ساختارهای لوویس گاهی ممکن است با مولکولی مانند اوزون، $O_۳$، که دارای ۱۸ الکترون ظرفیت است روبه‌رو شویم. اوزون **آلوتروپ** یا دیگر شکل اکسیژن است که براثر تخلیهٔ الکتریکی در گاز اکسیژن به‌وجود می آید.

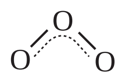
$$۳O_۲ \xrightarrow{\text{تخلیهٔ الکتریکی}} ۲O_۳$$

اکسیژن مولکولی — اوزون

اوزون مولکولی خمیده است، یعنی سه اتم اکسیژن آن روی یک خطّ راست قرار ندارند. مولکول اوزون را می‌توان به کمک دو ساختار لوویس نمایش داد:



هر دو ساختار از قاعدهٔ هشتایی تبعیّت می کنند. توجه داشته باشید که در یک ساختار، پیوند دوگانه در سمت راست و در ساختار دیگر در سمت چپ قرار دارد. هر دو ساختار احتمال برابری دارند. بنابراین، هیچ‌یک از آنها به تنهایی اعتبار ندارد. مولکول های دیگری را نیز می‌توان به کمک چند ساختار لوویسِ با ارزش برابر نمایش داد. در این موارد می گویند که مولکول واقعی هیچ یک از این ساختارها را ندارد بلکه ساختار آن میانگین این دو ساختار یا به گفتهٔ شیمی دان ها **هیبرید رزونانسی** از این ساختارهاست.

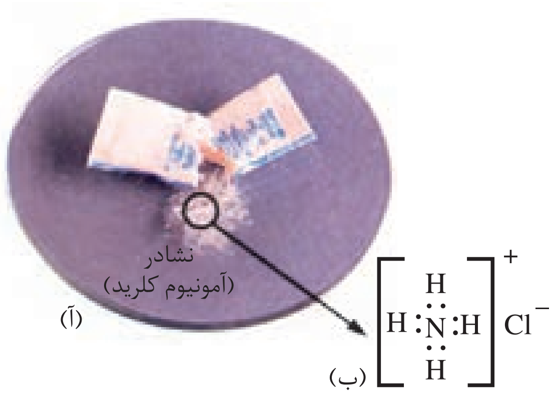


ساختار هیبرید رزونانس اوزون

در ابتدا، شیمی‌دان‌ها تصور می‌کردند که این نوع مولکول مانند سیم گیتار به جلو و عقب می‌رود و بین ساختارهای گوناگون نوسان می‌کند. امّا اکنون به این مولکول به‌گونه‌ای می‌نگرند که گویی مولکول، ساختاری میانگین این دو ساختار رزونانسی دارد. اندازه‌گیری‌های انجام شده نیز نشان می‌دهد که در مولکول O_3، طول پیوندهای اکسیژن ـ اکسیژن یکسان و میانگین طول پیوندهای $O-O$ و $O=O$ است. در ضمن سطح انرژی مولکول واقعی همواره پایین‌تر از ساختارهای لوویس جداگانه‌ای است که برای آن رسم می‌شود.

پیوند داتیو نوع خاصی از پیوند کووالانسی است

کاتیون آمونیوم که یون چند اتمی سازندهٔ آمونیوم کلرید (نشادر) است، شکل ۱۱، از اتصال یک مولکول آمونیاک و یک یون هیدروژن به‌وجود می‌آید. در این مورد، بین یون هیدروژن و جفت الکترون ناپیوندی اتم نیتروژن در مولکول آمونیاک یک پیوند کووالانسی تشکیل شده است.



شکل ۱۱ آ. وقتی یون هیدروژن با یک مولکول آمونیاک ترکیب می‌شود، کاتیون آمونیوم به‌وجود می‌آید.
ب. کروشه‌های موجود در اطراف ساختار لوویس یک یون چند اتمی، مانند یون آمونیوم، نشان می‌دهد که بار مثبت به اتم خاصی تعلق ندارد بلکه به کل اتم‌ها متعلق است.

برخلاف پیوندهای یگانهٔ دیگری که در آنها هر اتم یک الکترون به‌اشتراک می‌گذارد، در این‌جا اتم نیتروژن هر دو الکترون پیوندی را خود به اشتراک می‌گذارد. این نوع خاص از پیوند را **پیوند کووالانسی کوئوردینانسی** یا **پیوند داتیو** می‌نامند. با وجود آن که برای تشکیل این پیوند هر دو الکترون مشترک به نیتروژن تعلق دارد، وقتی پیوند کووالانسی کوئوردینانسی تشکیل شد، این نوع پیوند از پیوندهای کووالانسی دیگر در کاتیون آمونیوم قابل تشخیص نیست.

پیوند داتیو هنگامی به‌وجود می‌آید که یکی از دو اتم تشکیل دهندهٔ پیوند دست کم یک جفت الکترون ناپیوندی و دیگری دست کم یک اوربیتال خالی داشته باشد.

نام‌گذاری ترکیب‌های مولکولی

اگر چه برای نوشتن ساختارهای لوویس ترکیب‌های مولکولی چندین مرحله وجود دارد، امّا نام گذاری یک ترکیب مولکولی به‌ویژه در مورد ترکیب‌هایی که تنها از دو عنصر ساخته شده‌اند به نسبت ساده است. این ترکیب‌ها را می‌توان به یکی از دو روش زیر نام‌گذاری کرد. این دو روش شبیه روش‌هایی هستند که در مورد نام‌گذاری ترکیب‌های یونی در بخش ۳ شرح داده شد.

جدول ۴ پیشوندهای رایج در نام‌گذاری ترکیب‌های شیمیایی

پیشوند	تعداد اتم‌ها
مونو	۱
دی	۲
تری	۳
تترا	۴
پنتا	۵
هگزا	۶
هپتا	۷
اوکتا	۸
نونا	۹
دِکا	۱۰

نام‌گذاری با استفاده از پیشوند ، ریشهٔ نام عنصر و پسوند

شیمی‌دان‌ها اغلب ترکیب‌های مولکولی را به کمک پیشوندهای معرفی شده در جدول ۴ نام‌گذاری می‌کنند. پیشوند و پسوند معمولاً به ریشهٔ نام عنصرهای موجود در ترکیب افزوده می‌شود. به نام ترکیب زیر دقت کنید:

$$N_{2}O_{4}$$

دی نیتروژن تترا اکسید

حال سعی کنید با رعایت این الگو، نام ترکیب‌های N_2O_3، $SiCl_4$ ، NO_2 ، CO_2 و SO_2 را حدس بزنید. در این روش معمولاً نخست نام عنصری گفته می‌شود که الکترونگاتیوی آن کمتر است. اگر فرمول مولکول موردنظر تنها یک اتم از عنصر اوّل داشته باشد، از به کار بردن پیشوند مونو پیش از نام این عنصر چشم‌پوشی می‌شود. درحالی که برای اکسیژن به ریشهٔ اُکسی پسوند «ید» افزوده و برای نشان دادن تعداد اتم‌های اکسیژن، از پیشوندهای معرفی شده در جدول ۴ استفاده شده است.

نام‌گذاری با استفاده از عدد اکسایش

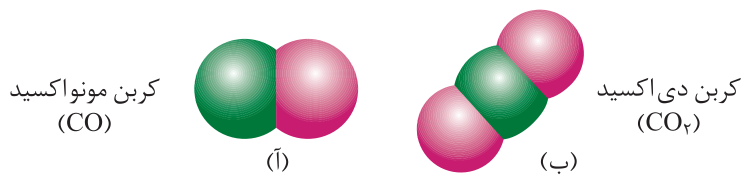
دو اتمی که با پیوند کووالانسی قطبی به یکدیگر متّصل شده‌اند، مانند یون‌ها بار کامل مثبت یا منفی ندارند، ولی اغلب توزیع الکترون‌ها بین آن دو اتم یکسان نیست. اتمی که الکترونگاتیوتر است، الکترون‌های مشترک را بیشتر به‌سوی خود جذب می‌کند و حامل مقدار جزیی بار منفی می‌شود. در مقابل اتمی که الکترونگاتیوی آن کمتر است، مقدار جزیی بار مثبت پیدا می‌کند. در این موارد می‌توان فرض کرد که بار الکتریکی به‌طور کامل روی اتم‌ها منتقل شده است. در این صورت به این بار الکتریکی ظاهری نسبت داده شده به هر اتم **عدد اکسایش** آن اتم می‌گویند. از عدد اکسایش می‌توان در نام‌گذاری ترکیب‌های مولکولی استفاده کرد.

تعیین عددهای اکسایش از روی فرمول شیمیایی

وقتی بیشتر اتم‌ها با اکسیژن پیوند برقرار می‌کنند، اتم اکسیژن نسبت به اتم‌های دیگر جفت الکترون پیوندی را با شدّت بیشتری به سمت خود جذب می‌کند. به این ترتیب، این دو الکترون همراه با بار منفی خود، بیشتر وقت خود را در نزدیکی اتم اکسیژن می‌گذرانند. در نتیجه، به اکسیژن معمولاً عدد اکسایش ۲ـ نسبت داده می‌شود. از طرف دیگر، الکترونگاتیوی اتم هیدروژن زیاد نیست. از این رو، الکترونی که این اتم به هنگام تشکیل پیوند در اختیار می‌گذارد، معمولاً بیشتر وقت خود را در اطراف اتم الکترونگاتیوتر می‌گذراند. بنابراین، به هیدروژن معمولاً عدد اکسایش ۱+ نسبت داده می‌شود. برای هالوژن‌ها نیز که بسیار الکترونگاتیو هستند معمولاً عدد اکسایش ۱ـ درنظر گرفته می‌شود. اتم‌های دیگر نیز تمایل دارند عددهای اکسایشی داشته باشند که با نوع و میزان بار آنها در ترکیب‌های یونی شباهت داشته باشد. این اتم‌ها معمولاً برای رسیدن به آرایش هشتایی کامل، اغلب به گرفتن یا از دست دادن همین تعداد الکترون نیاز دارند. عنصری که الکترونگاتیوی آن بیشتر است، دارای عدد اکسایش منفی خواهد بود. برای مثال، در آمونیاک، NH_3، عدد اکسایش N، ۳ـ و عدد اکسایش H، ۱+ است.

پیش از آن که عددهای رومی را در نام‌گذاری یک ترکیب مولکولی به کار گیرید، باید عدد اکسایش هر اتم را تعیین کنید. این کار ممکن است کمی دشوار باشد، زیرا برخی عنصرها، بسته به دیگر اتم‌های موجود در ترکیب، می‌توانند بیش از یک عدد اکسایش داشته باشند. جمع جبری عددهای اکسایش در یک ترکیب خنثی باید برابر صفر باشد. در مورد یک یون چند اتمی، جمع عددهای اکسایش باید برابر بار یون باشد. با استفاده از این اطلاعات و قواعد تقریبی موجود در مورد عددهای اکسایش هیدروژن، اکسیژن و هالوژن‌ها، می‌توانید عددهای اکسایش بیشتر اتم‌ها را در یک ترکیب یا یک یون چند اتمی پیش‌بینی کنید.

به‌عنوان مثال، مولکول‌های CO و CO_2، نشان داده شده در شکل ۱۲ را در نظر بگیرید. با استفاده از عددهای رومی برای نمایش عددهای اکسایش، CO را باید کربن (II) اکسید و CO_2 را کربن (IV) اکسید نامید. امّا مانند بسیاری از ترکیب‌های کووالانسی متداول، CO و CO_2 را معمولاً کربن مونواکسید و کربن دی‌اکسید می‌نامند.



شکل ۱۲ آ. در کربن مونواکسید اگر عدد اکسایش اتم اکسیژن ۲ـ درنظر گرفته شود، عدد اکسایش اتم کربن باید ۲+ باشد.
ب. در کربن دی‌اکسید عدد اکسایش اکسیژن ۲ـ است. امّا، چون در هر مولکول دو اتم اکسیژن وجود دارد، اتم کربن باید دارای عدد اکسایش ۴+ باشد.

خود را بیازمایید

۱ـ با استفاده از پیشوندهای مناسب، ترکیب‌های مولکولی زیر را نام‌گذاری کنید.

آ) SO_2 ب) SiF_4 پ) N_2O_3

۲ـ عدد اکسایش اتم مرکزی ترکیب‌های زیر را مشخص کنید:

آ) CCl_4 ب) PCl_3

پ) H_2SO_4 ت) SO_3

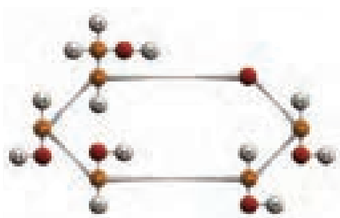
۳ ـ فرمول شیمیایی ترکیب‌های زیر را بنویسید:

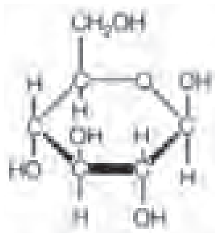
آ) دی نیتروژن تترااکسید ب) گوگرد هگزا فلوئورید پ) فسفر پنتابرمید

چگونه فرمول‌های شیمیایی را نمایش می‌دهند؟

تاکنون با ساختار لوویس و فرمول شیمیایی برای نمایش یک مولکول آشنا شدید. درواقع، شیمی‌دان‌ها می‌توانند فرمول یک ترکیب معیّن را به شیوه‌های گوناگونی نشان دهند. ساده‌ترین فرمول که شامل نماد شیمیایی عنصرها همراه با زیروندهایی است که کوچک‌ترین نسبت صحیح اتم‌ها را مشخص می‌کند **فرمول تجربی** نامیده می‌شود. در شکل ۱۳ مولکول گلوکز به چند شیوهٔ متفاوت نشان داده شده است. به‌طوری که در این شکل ملاحظه می‌کنید فرمول تجربی گلوکز CH_2O و فرمول مولکولی آن $C_6H_{12}O_6$ است.

فرمول مولکولی نوع و تعداد واقعی اتم‌ها را در مولکول‌های سازندهٔ یک ترکیب مولکولی به‌دست می‌دهد.


مدل گلوله و میله



فرمول ساختاری گسترده

فرمول مولکولی $C_6H_{12}O_6$
فرمول تجربی CH_2O

شکل ۱۳ گلوکز را می‌توان به چند شیوهٔ متفاوت نمایش داد.

فرمول مولکولی

فرمول تجربی افزون بر نوع و تعداد عنصرهای سازندهٔ مولکول، ساده‌ترین نسبت اتم‌های موجود در آن را مشخص می‌کند اما اطلاعاتی دربارهٔ تعداد اتم‌های موجود از هر عنصر در اختیار ما نمی‌گذارد. برای به‌دست آوردن این اطلاعات به فرمول مولکولی نیاز دارید. فرمول مولکولی، با توجه به نوع اتم‌ها و تعداد آنها، تصویر بهتری از مولکول به‌دست می‌دهد.

برای بعضی از ترکیب‌ها، فرمول تجربی و فرمول مولکولی یکسان است. آب، H_2O از این جمله است. امّا، در مورد بسیاری از ترکیب‌ها، فرمول تجربی و فرمول مولکولی تفاوت دارند. سه ترکیب مولکولی نشان داده شده در جدول ۵ را درنظر بگیرید. ترکیب اوّل سمّی و سرطان‌زاست. ترکیب دوم عامل ترش بودن سرکه است. ترکیب سوم نوعی قند ساده است. هر سه ترکیب دارای فرمول تجربی یکسان، CH_2O، هستند، امّا به علت متفاوت بودن فرمول مولکولی آنها، هر یک خواص بسیار متفاوتی از خود نشان می‌دهند.

توجه کنید که در جدول ۵ فرمول مولکولی در هر مورد مضربی از فرمول تجربی است.

$$\text{فرمول مولکولی} = x\ (\text{فرمول تجربی})$$

x در این رابطه یک عدد صحیح است. x برای فرمالدهید، برابر ۱، برای استیک اسید، برابر ۲ و برای گلوکوز برابر ۶ است. اگر جرم فرمول تجربی و جرم فرمول مولکولی یک ترکیب را بدانید، تعیین عددی که باید در فرمول تجربی ضرب شود تا فرمول مولکولی آن به‌دست آید، آسان خواهد بود.

$$x = \frac{\text{جرم فرمول مولکولی}}{\text{جرم فرمول تجربی}}$$

جدول ۵ مقایسهٔ فرمول تجربی و فرمول مولکولی

ترکیب	فرمول تجربی	فرمول مولکولی	جرم مولی $g.mol^{-1}$	طرز نمایش
فرمالدهید	CH_2O	CH_2O (یک برابر فرمول تجربی)	۳۰/۰۳	
استیک اسید	CH_2O	$C_2H_4O_2$ (دو برابر فرمول تجربی)	۶۰/۰۶	
گلوکوز	CH_2O	$C_6H_{12}O_6$ (شش برابر فرمول تجربی)	۱۸۰/۱۸	

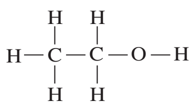
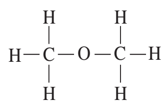
فرمول ساختاری

از روی فرمول مولکولی به این نکته پی می‌برید که در یک ترکیب چه نوع اتم‌هایی وجود دارند و تعداد هر یک از آنها چه قدر است. امّا، برای آن که بدانید این اتم‌ها چگونه به یکدیگر متصل شده‌اند، به **فرمول ساختاری** نیاز دارید. فرمول ساختاری اطلاعات زیادی دربارهٔ موقعیت اتم‌ها در مولکول در اختیار می‌گذارد. با فرمول ساختاری در شیمی ۱ نیز آشنا شده‌اید.

فرمول ساختاری افزون بر نوع، تعداد عنصرها و تعداد اتم‌های هر عنصر، شیوهٔ اتصال اتم‌ها به یکدیگر را در مولکول نشان می‌دهد.

فرمول های تجربی، مولکولی و ساختاری دو مولکول نشان داده شده در جدول ۶ را با یکدیگر مقایسه کنید. نوع و تعداد اتم‌ها در هر دو ترکیب یکسان است. تنها تفاوت در چگونگی آرایش آنهاست. همین تفاوت کوچکِ ساختاری موجب می‌شود که خواص شیمیایی آنها بسیار متفاوت باشد. دی‌متیل‌اتر گازی است به‌عنوان پیشرانه در افشانه‌ها و گاز یخچال به کار می‌رود، درحالی که اتانول مایعی است که به‌عنوان حلال و مادهٔ اولیه در صنایع شیمیایی کاربرد فراوان دارد. فرمول ساختاری مانند ساختار لوویس است، با این تفاوت که جفت الکترون های ناپیوندی در آن نشان داده نمی‌شود. در این فرمول خط کوتاه نمایان‌گر یک پیوند ساده (یگانه) بین دو اتم است.

جدول ۶ مقایسهٔ اتانول و دی‌متیل اتر

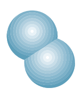
ترکیب	فرمول تجربی	فرمول مولکولی	فرمول ساختاری	نقطهٔ جوش (°C)	چگالی $(g.cm^{-3})$
اتانول	C_2H_6O	C_2H_6O		۷۸/۰	۰/۸۱۶
دی متیل اتر	C_2H_6O	C_2H_6O		-۲۴/۵	۰/۶۶۱

به ترکیب‌هایی که فرمول مولکولی یکسانی دارند اما فرمول ساختاری آنها با یکدیگر تفاوت می کند **ایزومر** یا **هم‌پار** می گویند. اتانول و دی‌متیل اتر ایزومر یکدیگرند.

چگونه می‌توان شکل هندسی مولکول‌ها را پیش‌بینی کرد؟

اگرچه تاکنون مطالب زیادی دربارهٔ ساختار مولکول ها آموخته‌اید، امّا، جهت گیری سه بعدی یا آرایش هندسی مولکول ها را مطالعه نکرده‌اید. شکل هندسی مولکول عامل بسیار مهمی در تعیین خواص شیمیایی آن است.

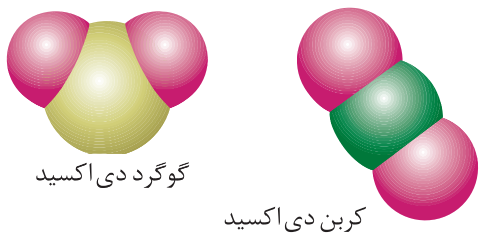
مولکول‌هایی که فرمول مولکولی به نسبت ساده‌ای دارند، شکل هندسی آنها هم ساده است. در مورد مولکول های دو اتمی مانند مولکول هیدروژن تنها یک شکل امکان‌پذیر است، شکل ۱۴. امّا، در مورد مولکول‌هایی که بیش از دو اتم دارند، شکل هندسی مولکول پیچیده‌تر است. در چنین مواردی به اطلاعاتی بیش از فرمول مولکولی نیاز است.



شکل ۱۴ مولکول‌های دو اتمی مانند H_2 تنها یک شکل دارند.

معمولاً بین فرمول مولکولی یک ترکیب و شکل هندسی آن رابطهٔ روشنی وجود ندارد. برای مثال، دو مولکول کربن دی‌اکسید، CO_2، و گوگرد دی اکسید، SO_2، را درنظر بگیرید.

در هر دو ترکیب سه اتم وجود دارد که دو اتم آن اکسیژن است. امّا، همان‌طور که در شکل ۱۵ نشان داده شده است، این دو ترکیب شکل‌های هندسی متفاوتی دارند. چرا با وجود تشابه از نظر تعداد اتم‌ها، مولکول CO_2 خطّی و مولکول SO_2 خمیده است؟ پاسخ را باید در آرایش الکترون‌های ظرفیت آنها، به‌ویژه جفت الکترون‌های ناپیوندی جست‌وجو کرد.



شکل ۱۵ اگرچه تعداد اتم‌ها در کربن دی‌اکسید و گوگرد دی‌اکسید یکسان است، امّا شکل‌های متفاوتی دارند.

یکی از نظریه‌هایی که برای پیش‌بینی شکل هندسی مولکول‌ها ارایه شده است، نظریهٔ نیروی دافعهٔ جفت الکترون‌های لایهٔ ظرفیت (VSEPR) است. مطابق با این نظریه، نیروهای دافعهٔ الکتروستاتیک موجود بین جفت الکترون‌های پیوندی یا ناپیوندی موجود در یک مولکول، موجب می‌شود که این جفت الکترون‌ها تا آن‌جا که امکان داشته باشد، از یکدیگر فاصله بگیرند. این جهت‌گیری جفت الکترون‌ها به‌گونه‌ای است که پایدارترین آرایش هندسی را برای مولکول فراهم می‌کند. آرایش ویژه‌ای از اتم‌ها که سبب می‌شود میان جفت الکترون‌های پیوندی و ناپیوندی مولکول کمترین دافعه وجود داشته باشد. در این روش برای سادگی به‌جای جفت‌الکترون‌های پیوندی و ناپیوندی از واژهٔ **قلمرو الکترونی** استفاده می‌شود. قلمرو الکترونی مفهومی کلی‌تر است و به ناحیه‌ای در اطراف اتم مرکزی گفته می‌شود که الکترون‌ها ـ صرف‌نظر از تعداد ـ در آن‌جا حضور دارند. در این تعریف پیوندهای یگانه، دوگانه یا سه‌گانه، یک قلمرو به‌شمار می‌آید.

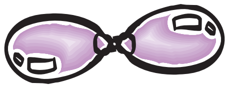
VSEPR که کوتاه شده عبارت زیر است:
Valence Shell Electron Pairs Repulsion

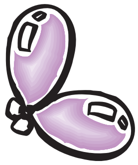
مدلی برای پیش‌بینی شکل مولکول است، با این فرض که قلمروهای الکترونی پیرامون اتم مرکزی، تمایل دارند تا آن‌جا که ممکن است از یکدیگر دور شوند.

آزمایش کنید

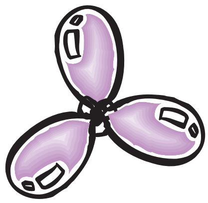
برای نشان دادن شکل هندسی مولکول‌ها می‌توان از بادکنک‌های باد شده استفاده کرد. چند بادکنک تهیه کنید و آزمایش‌های زیر را انجام دهید.

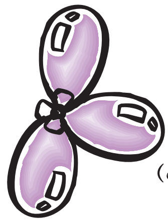
۱ـ ابتدا دو بادکنک کوچک را به یک اندازه باد کنید. سپس با استفاده از نخ سر بادکنک‌ها را به یکدیگر ببندید به‌طوری که تا حد امکان آزاد امّا به هم نزدیک باشند. بادکنک‌ها را روی پارچهٔ پشمی بکشید تا بار الکتریکی پیدا کنند. سپس آنها را روی میز رها کنید تا آرایش ثابتی به خود بگیرند. بادکنک‌ها کدام‌یک از دو آرایش صفحه بعد را به خود خواهند گرفت؟


(آ)

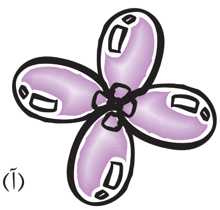

(ب)

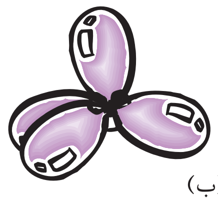
۲ـ اگر در آزمایش بالا از سه بادکنک استفاده کنید، کدام آرایش هندسی زیر برای آنها مناسب‌تر است؟


(آ)


(ب)

۳ـ اگر چهار بادکنک را به یکدیگر گره بزنید، بادکنک‌ها کدام‌یک از آرایش‌های زیر را اختیار می‌کنند؟


(آ)


(ب)

چگونه شکل هندسی مولکول‌ها از روی ساختارهای لوویس آنها تعیین می‌شود؟

برای این کار به شیوهٔ زیر عمل می‌شود.

۱ـ ساختار لوویس مولکول را رسم کنید.

۲ـ تعداد قلمروهای الکترونی در اطراف اتم مرکزی را معیّن کنید.

۳ـ آرایش هندسی مناسب را براساس تعداد قلمروهای الکترونی نتیجه بگیرید.

به زاویه‌ای که سه اتم متصل به هم با یکدیگر می سازند، زاویهٔ پیوند می‌گویند. این زاویه حداکثر ۱۸۰° است.

▲ دو قلمرو الکترونی: ساختار خطی

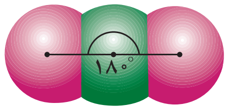
مولکول CO_2 را که دارای ساختار لوویس زیر است، درنظر بگیرید:

$$:\ddot{O}=C=\ddot{O}:$$

دو قلمرو الکترونی در اطراف اتم مرکزی(C) وجود دارد.

تنها جهت‌گیری ممکن که می‌تواند دو قلمرو الکترونی اطراف اتم کربن را تا حد ممکن دور از یکدیگر قرار دهد، آرایش خطی است، شکل ۱۶.

شکل ۱۶ مطابق نظریهٔ VSEPR، مولکولی که دارای دو قلمرو الکترونی در اطراف اتم مرکزی است، آن‌گونه که برای کربن دی‌اکسید نشان داده شده است، آرایش خطی به خود می‌گیرد. آرایشی که در آن زاویهٔ پیوند °۱۸۰ است.

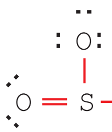




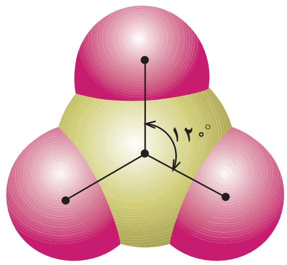
آیا خالق آفرینش نظم چینش ذره‌های بزرگ را همانند ذره‌های ریز قرار داده است؟

سه قلمرو الکترونی: ساختار سه ضلعی مسطح

اکنون ساختار لوویس گوگرد تری‌اکسید، SO_3 ، را درنظر بگیرید.



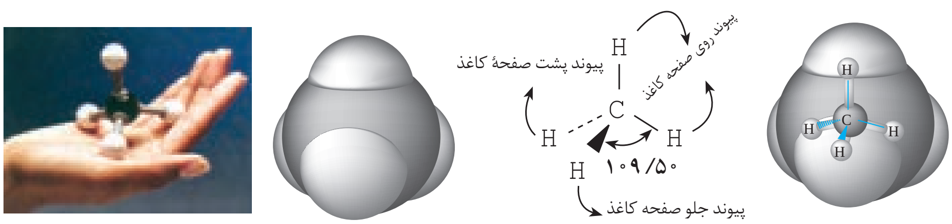
در SO_3، سه قلمرو الکترونی در اطراف اتم مرکزی (S)وجود دارد. آرایش هندسی این مولکول در شکل ۱۷ نشان داده شده است. این شکل را آرایش سه ضلعی مسطح می‌نامند.



شکل ۱۷ در مولکولی مانند SO_3، وقتی اتم مرکزی به‌وسیلهٔ سه اتم دیگر احاطه شده باشد و همهٔ جفت الکترون‌ها از نوع پیوندی باشند، آرایش هندسی مولکول به‌صورت سه‌ضلعی مسطح است. زاویهٔ پیوند در این آرایش °۱۲۰ است.

چهار قلمرو الکترونی: ساختار چهاروجهی

وضعیت مولکول‌هایی که مانند متان، CH_4، چهار قلمرو الکترونی دارند، قدری پیچیده‌تر است، زیرا به‌جای یک شکل مسطح که بتوان آن را روی صفحهٔ کاغذ نمایش داد، دارای یک شکل سه بُعدی موسوم به **چهاروجهی** است. چند شیوهٔ نمایش متفاوت مولکول متان در شکل ۱۸ نشان داده شده است. این شکل را می‌توان به‌صورت سه‌پایه‌ای درنظر گرفت که پایهٔ چهارمی به سمت بالا بر آن سوار شده است. در این نوع آرایش، جفت‌های الکترونی با یکدیگر زاویه‌ای برابر °۱۰۹/۵ دارند.



(آ) (ب) (پ) (ت)

شکل ۱۸

آ) مدل گلوله (نمادی برای نمایش اتم) و میله (نمادی برای نمایش پیوند کووالانسی)

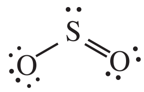
ب) مدل فضا پرکن

پ) مدل خط‌چین (نمادی برای نمایش جهت‌گیری اتم ـ دور از بیننده) و گوه (نمادی برای نمایش جهت‌گیری اتم ـ نزدیک از بیننده)

ت) نمایش مولکول متان با ادغام هر سه مدل

۴ـ در صورت وجود جفت الکترون‌های ناپیوندی زوایای پیوند را طوری تنظیم کنید تا برای قلمروهای الکترونی مربوط به جفت‌های ناپیوندی فضای بزرگ‌تری باز شود.

اتم گوگرد در مولکول SO_2، را درنظر بگیرید.



حول این اتم سه قلمرو الکترونی وجود دارد. از این رو ساختار آن در گروه سه ضلعی مسطح قرار می‌گیرد. در این ساختار قلمروهای الکترونی باهم زاویهٔ 120° دارند. امّا، یک‌جفت الکترون ناپیوندی در مقایسه با یک جفت الکترون پیوندی، فضای بیشتری را اشغال می‌کند، زیرا جفت الکترون ناپیوندی تنها تحت تأثیر یک هسته است، حال آن که جفت الکترون پیوندی تحت تأثیر دو هسته قرار دارد. در نتیجه، نیروی دافعهٔ بین جفت‌های ناپیوندی ـ پیوندی اندکی بیشتر از نیروی دافعهٔ بین جفت الکترون‌های پیوندی ـ پیوندی است. بر اثر این دافعهٔ بیشتر، جفت الکترون‌های پیوندی کمی به سوی یکدیگر رانده می‌شوند. از این‌رو، زاویهٔ پیوند در SO_2 کمتر از 120° و شکل آن خمیده است. در مورد پیوندهای دوگانه و سه گانه نیز یک چنین اثری مشاهده می‌شود، زیرا قلمروهای الکترونی آنها، نسبت به قلمرو الکترونی پیوند یگانه (ساده) به فضای بیشتری نیاز دارند.

نمونهٔ حل شده

شکل هندسی مولکول های آمونیاک (NH_3) و آب (H_2O) را پیش‌بینی کنید.

۱ـ ساختارهای لوویس آنها را رسم می‌کنیم.



۲ـ در هر مورد تعداد قلمروهای الکترونی در اطراف اتم مرکزی را می‌شماریم.

● اتم N در NH_3 سه پیوند با اتم‌های H و یک جفت الکترون ناپیوندی دارد.در مجموع چهار قلمرو الکترونی.

● اتم O در H_2O دو پیوند با اتم‌های H و دو جفت الکترون ناپیوندی دارد. در مجموع چهار قلمرو الکترونی.

۳ـ آرایش هندسی مناسب را براساس نظریهٔ VSEPR تعیین می‌کنیم.

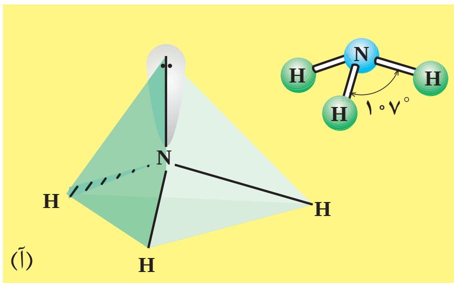
● قلمروهای الکترونی در هر دو اتم دارای آرایش چهار وجهی خواهند بود. در این ساختار زاویهٔ پیوند حدود $109/5^\circ$ است.

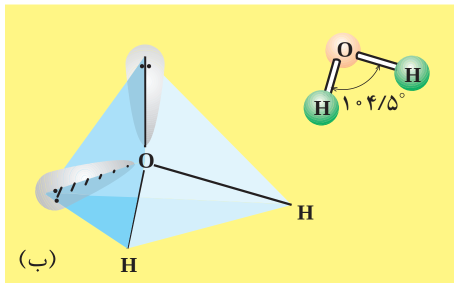
۴ـ وضعیت جفت الکترون‌های ناپیوندی را مشخص می‌کنیم.

● در مورد آمونیاک، چهاروجهی را مانند سه‌پایه‌ای درنظر بگیرید که پایهٔ چهارمی به سمت بالابر آن سوار شده است. اگر جفت الکترون ناپیوندی را پایهٔ چهارم در نظر بگیریم، شکل هندسی به‌دست آمده یک هرم با قاعدهٔ سه ضلعی است، شکل آ.

● در مورد آب، شکل مولکول خمیده است، شکل ب. این شکل، بدون توجه به این که جفت الکترون‌های ناپیوندی کدام دو پایهٔ چهاروجهی را اشغال کنند، با واقعیّت سازگاری دارد.

● به علت دافعهٔ میان جفت الکترون‌های ناپیوندی ـ ناپیوندی، ناپیوندی ـ پیوندی و پیوندی ـ پیوندی که به ترتیب مقدار نیروی دافعه‌ای میان آنها کاسته می‌شود، زاویهٔ پیوند در آمونیاک و آب هر دو اندکی کوچک‌تر از $۱۰۹/۵^\circ$ شده است. (زاویهٔ پیوند در آمونیاک ۱۰۷° و در آب $۱۰۴/۵^\circ$ است.) این نیروهای دافعه‌ای را روی هر دو شکل زیر نشان دهید.





خود را بیازمایید

شکل هندسی مولکول‌های زیر را پیش‌بینی کنید.

H_2S، PCl_3، $SiCl_4$

چه نیرویی مولکول‌ها را کنار یکدیگر نگاه می‌دارد؟

پیش از این آموختید که به هنگام تشکیل پیوند کووالانسی، نیروی جاذبه‌ای قوی میان هستهٔ یک اتم و الکترون‌های اتم دیگر عامل اصلی نزدیک شدن اتم‌ها به یکدیگر است. از آن‌جا که در مولکول‌ها یعنی مجموعه‌ای از اتم‌های متصل به هم نیز همواره چنین نیرویی میان هستهٔ اتم‌های یک مولکول و الکترون‌های مولکول دیگر قابل تصور است، انتظار می‌رود که مولکول‌ها نیز یکدیگر را بِرُبایند. وجود این نیروها سبب می‌شود که مولکول‌ها بتوانند در کنار هم قرار بگیرند. از آن‌جا که خواص فیزیکی یک ماده به قدرت نیروهای

برهم‌کنش‌های جاذبه‌ای از نوع مولکول ـ مولکول را به افتخار یک فیزیک‌دان هلندی **نیروهای وان‌دروالس** نامیده‌اند.

جاذبه‌ای میان ذره‌های سازندهٔ آن ـ در این جا مولکول ها ـ بستگی دارد، داشتن درکی از عوامل مؤثر بر افزایش نیروهای بین مولکولی امکان توجیه تفاوت مشاهده شده در خواص فیزیکی مواد گوناگون را میسر می‌سازد.

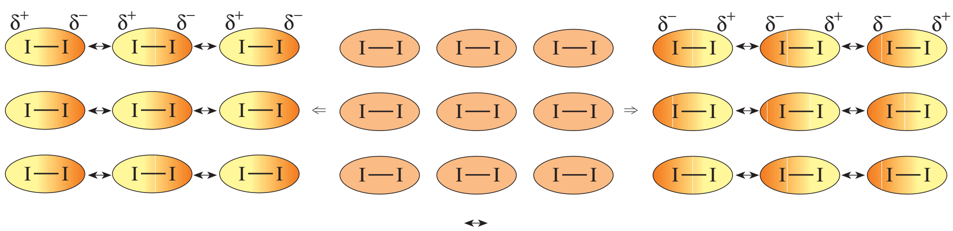
توزیع ناهمگن الکترون‌ها روی مولکول، نیروهای بین مولکول را افزایش می دهد.

پیش از این با مفهوم پیوند قطبی و پیوند ناقطبی آشنا شدید. می‌دانید که در پیوندهای قطبی برخلاف پیوندهای ناقطبی الکترون ها به‌طور یکنواخت روی مولکول دو اتمی توزیع نمی‌شوند و وقت بیشتری را در اطراف اتم الکترونگاتیوتر سپری می کنند. این توزیع ناهمگن الکترون ها می‌تواند یک مولکول دو اتمی را به یک **دوقطبی** تبدیل کند. به چنین مولکولی **قطبی** می گویند.

وجود دو قطب مثبت و منفی دایمی در مولکول‌های قطبی بر نیروهای جاذبه‌ای موجود میان مولکول ها، نیروی جاذبه‌ای قوی‌تری را اضافه می کند. این درحالی است که مولکول های دو اتمی جور هسته مانند I_2 که از جمله **مولکول های ناقطبی** به‌شمار می‌آیند، به همان نیروهای ضعیف وان دروالسی اکتفا می کنند.

فکر کنید

۱ـ شکل زیر نیروهای ضعیف موجود میان مولکول‌های I_2 به حالت جامد را نشان می‌دهد. ایجاد این نیروهای ضعیف جاذبه‌ای را که به نیروی جاذبه‌ای نشری لوندون معروف است، چگونه توجیه می کنید؟



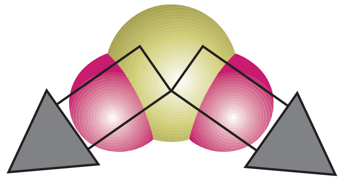
نیروهای وان دروالس با افزایش جرم مولکول‌ها افزایش می‌یابد. چرا؟

۲ـ از میان جفت گازهای (N_2، CO) و (Cl_2،O_2) کدام یک آسان‌تر به مایع تبدیل می‌شود؟ چرا؟

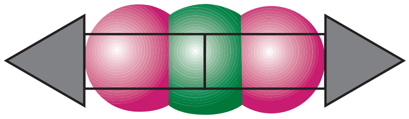
مولکول های چنداتمی نیز بسته به میزان قطبی بودن پیوندها و جهت‌گیری اتم‌ها در فضا (آرایش هندسی مولکول) می‌توانند قطبی یا ناقطبی باشند.

پیش‌بینی کنید

مولکول‌های CO_2 و SO_2 را درنظر بگیرید. اگر جهت توزیع الکترون‌ها در هر پیوند قطبی را با یک پیکان نشان دهیم. توزیع الکترون‌ها روی مولکول‌های یادشده به صورت زیر خواهد بود.



SO_2



CO_2

۱ـ **فرض کنید** که هر پیکان جهت نیرویی را نشان می‌دهد که قصد داریم به کمک آن اتم مرکزی را از جای خود تکان دهیم، به‌نظر شما در کدام حالت اتم مرکزی تحت تأثیر هم‌زمان این نیروها جابه‌جا می شود؟ چرا؟

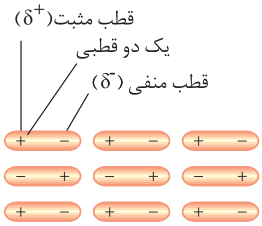
۲ـ اگر حرکت کردن اتم مرکزی در این مقایسهٔ فرضی را به معنای توزیع غیر یکنواخت الکترون‌ها روی مولکول درنظر بگیریم، در این صورت کدام مولکول یک دوقطبی خواهد بود؟ قطب‌های مثبت و منفی این دو قطبی را مشخص کنید.

۳ـ با کمک روش بالا مولکول‌های زیر را در دو گروه قطبی و ناقطبی دسته‌بندی کنید.

CF_4 ، PCl_3 ، SO_3 ، H_2O

پیوندهای هیدروژنی از جمله نیروهای بین مولکولی قوی به‌شمار می‌آیند.

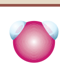
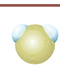
آب خواص منحصر به فرد زیادی دارد که اجسام مشابه آن، مانند هیدروژن سولفید، H_2S، از این خواص بی‌بهره‌اند، جدول ۷. نقطه‌های ذوب و جوش بسیار بالاتر آب نشان می‌دهد که نیروهای جاذبهٔ دوقطبی ـ دوقطبی در مولکول‌های آب باید، خیلی قوی‌تر از نیروهای جاذبه‌ای مشابه بین مولکول‌های H_2S باشد.



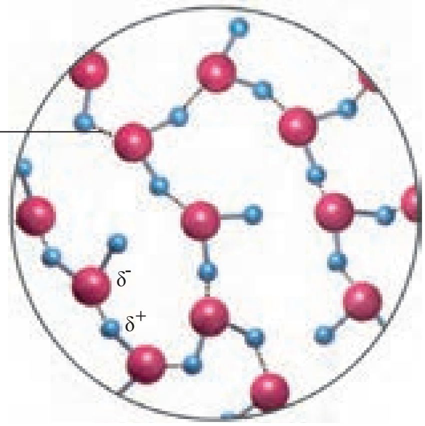
به نیروهای جاذبه‌ای میان مولکول‌های قطبی **نیروهای دوقطبی ـ دوقطبی** می‌گویند.

پیوند هیدروژنی نوعی نیروی جاذبهٔ دوقطبی ـ دوقطبی است.

جدول ۷ ویژگی‌های آب و هیدروژن سولفید

ماده	مدل فضا پر کن	فرمول مولکولی	نقطهٔ ذوب (°C)	نقطهٔ جوش (°C)
آب		H_2O	۰/۰	۱۰۰/۰
هیدروژن سولفید		H_2S	-۸۵/۵	-۶۰/۳

هنگامی که هیدروژن، یعنی کوچک‌ترین اتم شناخته شده، به فلوئور، اکسیژن یا نیتروژن (کوچک‌ترین و الکترونگاتیوترین اتم‌ها) متصل شود پیوندی بسیار قطبی به‌وجود می‌آید که مقدار بارهای جزیی دو اتم درگیر در این پیوند به‌ویژه اتم کوچک هیدروژن بسیار چشمگیر خواهد بود. همان‌طور که می‌دانید هر اندازه مقدار بارهای الکتریکی ناهم‌نام بیشتر باشد، نیروی جاذبهٔ بین آنها نیز قوی‌تر خواهد بود. از این‌رو یک جاذبهٔ دوقطبی ـ دوقطبی بسیار قوی میان مولکول‌های دارای این گونه پیوندها به‌وجود می‌آید که به خاطر استحکام بیش از اندازهٔ آن **پیوند هیدروژنی** نامیده می‌شود.



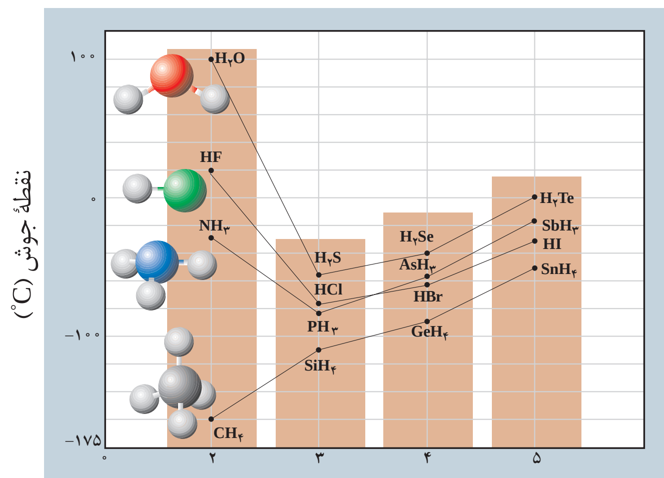
شکل ۱۹ نمایش پیوند هیدروژنی موجود بین مولکول‌های آب

δ (دلتا)، نمادی برای نمایش مقدار بار الکتریکی جزیی است. باری کمتر از واحد بار الکتریکی.

واژهٔ پیوند هیدروژنی گمراه‌کننده است، زیرا این نوع نیروی جاذبه، مانند دیگر نیروهای جاذبهٔ بین مولکولی، بسیار ضعیف‌تر از پیوندهای کووالانسی بین اتم‌هاست.

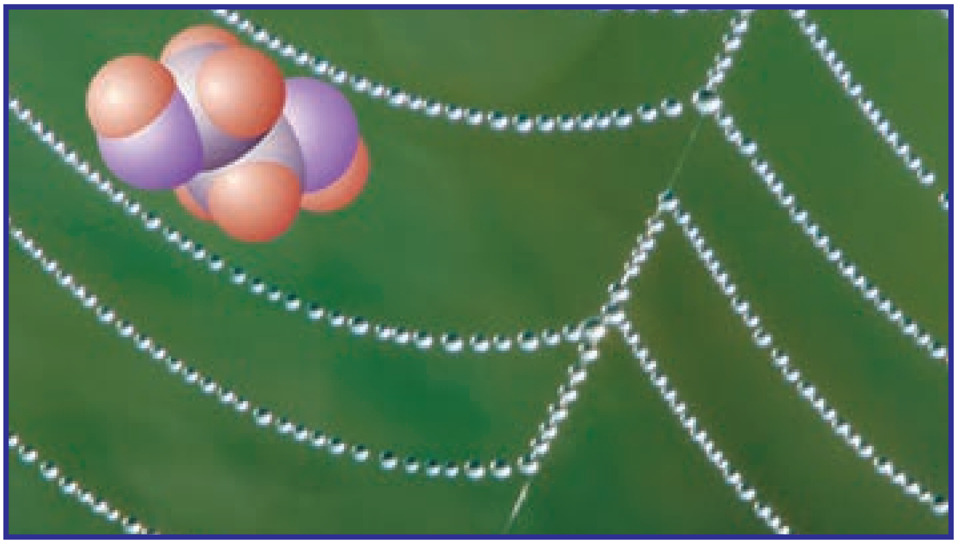
فکر کنید

با دقت به شکل زیر نگاه کنید. روند تغییر نقطهٔ جوش ترکیب‌های هیدروژن‌دار نشان داده شده را توجیه کنید؟



بخش ۵

کربن و ترکیب‌های آلی



انسان‌ها در طول تاریخ بناهای بزرگی را ساخته، از خود به یادگار گذاشته‌اند که هنوز هم پس از قرن‌ها، زیبا، با شکوه و شگفت‌انگیزند. تخت جمشید، هرم‌های سه‌گانهٔ مصر و دیوار چین از این جمله‌اند. اما امروز، ما چه یادگاری برای آیندگان خواهیم گذاشت؟

از شیمی ۱ به یاد دارید که در میان انواع زباله‌ها، فرآوردهٔ قرن بیستم یعنی زباله‌های پلاستیکی، بیشترین حجم را دارند و تا قرن‌ها نیز در طبیعت بدون تغییر باقی می‌مانند. اگر به آمار زباله‌های شهر تهران نگاهی بیندازید، خواهید دید که مردم تهران قادر خواهند بود که با انباشتن زباله‌های پلاستیکی خود در زمینی به مساحت زمین فوتبال ورزشگاه آزادی هر روز هفت طبقه از برجی را بسازند که پس از یک سال به ارتفاع قلهٔ دماوند خواهد رسید. برج بزرگی که در برابر رطوبت، بسیاری از مواد شیمیایی، نور خورشید و باکتری‌ها مقاوم است و می‌تواند قرن‌ها به یادگار بماند. آیا باقی ماندن چنین یادگاری شایستهٔ انسان امروزی است؟ چه باید کرد؟ آیا شیمی می‌تواند در حل این مشکل ما را یاری دهد؟ چگونه؟

از سال پیش به یاد دارید که پلاستیک‌ها نوعی پلیمر هستند. امروزه شیمی‌دان‌ها موفق شده‌اند نوعی از پلیمرها را بسازند که برخلاف نایلون به آسانی در طبیعت از میان می‌روند. شاید این پلیمرهای زیست تخریب‌پذیر جایگزین‌های مناسبی برای انواع پلاستیک‌ها باشد و به این ترتیب آلودگی محیط زیست را نیز برطرف کنند. اما در حال حاضر این پلیمرها گران هستند و هنوز به طور گسترده به بازار مصرف وارد نشده‌اند.

این که چگونه شیمی‌دان‌ها به حل این مشکل نایل آمده‌اند؟ آگاهی از چه اطلاعاتی دربارهٔ این مواد آنها را به این موفقیت رسانده است؟ و ... پرسش‌هایی هستند که بی‌تردید ذهن شما را به خود مشغول کرده است. پاسخ این پرسش‌ها را باید در مطالعهٔ خواص کربن و ترکیب‌های آن جست‌وجو کرد. عنصری که هم نایلون و مواد پلاستیکی و هم پلیمرهای زیست تخریب‌پذیر از ترکیب‌های شیمیایی آن به شمار می‌آیند. ترکیب‌هایی از یک عنصر ولی با خواصی کاملاً متفاوت. (!) در این بخش با ویژگی‌های کربن، نافلز سیه چهره‌ای آشنا می‌شوید که ترکیب‌های بی‌شمار آن به کرهٔ خاکی، زندگی، زیبایی و گوناگونی بخشیده است.



سیلیس و سیلیکات‌ها سازندهٔ اصلی خاک و سنگ بوده و دارای پل‌های Si - O - Si هستند.

کربن عنصری شگفت‌انگیز

کربن و سیلیسیم یعنی دو عنصر گروه ۱۴ جدول تناوبی را می‌توان عنصرهای اصلی سازندهٔ بسیاری از مواد موجود در طبیعت دانست. سیلیسیم به علت تمایل شدیدی که به داشتن پیوند با اکسیژن دارد به آن متصل شده، زنجیرها و حلقه‌هایی دارای پل‌های Si - O - Si ایجاد می‌کند و از این طریق سیلیس و سیلیکات‌ها را که مواد سازندهٔ سنگ‌ها و خاک هستند، به‌وجود می‌آورد. اتم‌های کربن تمایل زیادی به تشکیل پیوندهای کووالانسی محکمی با یک‌دیگر دارند و به این ترتیب قادرند زنجیرها و حلقه‌های کوچک و بزرگ بسیاری از اتم‌های کربن ایجاد کنند. افزون بر این، کربن پیوندهای محکمی با نافلزهای دیگری چون هیدروژن، نیتروژن، اکسیژن، گوگرد و هالوژن‌ها تشکیل می‌دهد. این ویژگی‌ها سبب شده است که از کربن ترکیب شیمیایی بی‌شماری به‌وجود بیاید. شمار این ترکیب‌ها از مرز ۱۰ میلیون گذشته است و هر روز نیز با ساخته شدن ترکیبی تازه در آزمایشگاه‌های تحقیقاتی یا یافتن ماده‌ای تازه در جهان بر تعداد آنها افزوده می‌شود. در این میان، زیست مولکول‌ها که اساس هستی را پایه‌ریزی کرده‌اند و ادامهٔ زندگی را ممکن ساخته‌اند، همگی ترکیب‌هایی کربن‌دار هستند. به این ترتیب می‌توان گفت که سیلیسیم جهان غیرزنده را تشکیل می‌دهد و کربن جهان زنده را به‌وجود می‌آورد.

صرف‌نظر از اکسیدهای کربن، کربنات‌ها و شمار اندک دیگری که ترکیب‌هایی معدنی به شمار می‌آیند، شیمی آلی را می‌توان شیمی کربن و شیمی معدنی را شیمی دیگر عنصرها تعریف کرد. اگر چه امروزه مرز میان این دو شاخه از دانش شیمی به تدریج کم‌رنگ‌تر شده است.

ترکیب‌های کربن و خواص آنها در شاخه‌ای از شیمی مطالعه می‌شود که **شیمی آلی**

نامیده شده است. به شیمی آلی شیمی ترکیب‌های کربن نیز می‌گویند. در سال پیش با شیمی آلی و ویژگی‌ها و کاربردهای برخی از ترکیب‌های پرمصرف آن آشنا شدید. ترکیب‌هایی کـه همگی فراورده‌های نفت خام هستند و افزون بر تأمین مواد لازم، انرژی مورد نیاز تمدن‌های پیشرفتهٔ امروزی را نیز تأمین می‌کنند.

با نگاهی به جدول تناوبی درمی‌یابیم که کربن در تناوب دوم و در رأس گروه ۱۴، جایی میان فلز فعال لیتیم در سمت چپ جدول و نافلز بسیار فعال فلوئور در سمت راست جدول، قرار گرفته است. همان‌طوری که می‌دانید فلزها تمایل دارند که با شرکت در یک واکنش شیمیایی الکترون‌های لایهٔ ظرفیت خود را از دست بدهند و برعکس نافلزها تمایل دارند که از این طریق الکترون بگیرند و به آرایش پایدار گازهای نجیب دست‌یابند. کربن در میانهٔ این دو دسته از عنصرها قرار دارد و از این‌رو هیچ یک از این دو ویژگی را ندارد. در عوض اتم‌های کربن می‌توانند از طریق به اشتراک گذاشتن چهار الکترون ظرفیتی با خود یا اتمِ عنصرهای دیگر پیوندهای کووالانسی تشکیل دهند. پیوندهایی که طی آنها کربن به آرایش هشتایی دست می‌یابد.

کربن با چهار الکترون ظرفیتی به تشکیل چهار پیوند کووالانسی نیازمند است. تشکیل چهار پیوند یگانه به این معناست که کربن می‌تواند حداکثر با چهار اتم از عنصرهای مختلف یا حداکثر چهار اتم کربن دیگر پیوند یابد. در ضمن تمایل بی‌نظیر کربن به تشکیل پیوندهای دوگانه و سه‌گانه، گوناگونی باور نکردنی ترکیب‌های کربن‌دار را سبب شده است.

برای نشان دادن تنوع ساختاری کربن نیازی به رفتن به فراتر از عنصر کربن نیست. بلکه کافی است که ابتدا به ساختار دگر شکل‌ها یا آلوتروپ‌های مختلف آن یعنی گرافیت و الماس توجه کنید.

در سال ۱۸۶۲، فردریک وُلِر با گرم کردن کربن و آلیاژی از روی و کلسیم موفق شد که کلسیم کاربید (CaC_2) را کشف کند. سپس، کلسیم کاربید را با آب واکنش داد و به این ترتیب، اتین (استیلن) را تهیه کرد.

از آن جا که از اتین ترکیب‌های آلی بسیاری را می‌توان تهیه کرد، کشف کلسیم کاربید پُلی بود که توسط وُلِر میان مواد معدنی و ترکیب‌های آلی زده شد.

الماس و گرافیت جامدهایی با شبکهٔ کووالانسی

الماس و گرافیت هر دو از اتصال شمار بسیار زیادی اتم‌های کربن به‌وجود آمده‌اند. در الماس هر اتم کربن با چهار پیوند یگانه به چهار اتم کربن دیگر اتصال یافته است. همان‌طور که می‌دانید اتم کربن در این حالت ساختاری چهار وجهی دارد و هر چهار اتم کربن متصل به آن در چهار گوشهٔ یک چهار وجهی قرار گرفته‌اند، شکل ۱ـ آ. از این رو الماس یک شبکهٔ به هم پیوسته از اتم‌های کربن است. شبکهٔ غول آسایی متشکل از میلیاردها اتم کربن که با پیوندهای کووالانسی به هم متصل شده‌اند. موادی از این نوع، جامدهایی بسیار سخت هستند و با توجه به ساختاری که دارند **جامدهای کووالانسی** گفته می‌شوند. افزون بر زیبایی، بلورهای بسیار سخت الماس آن را برای کاربردهای صنعتی بسیاری، سودمند کرده

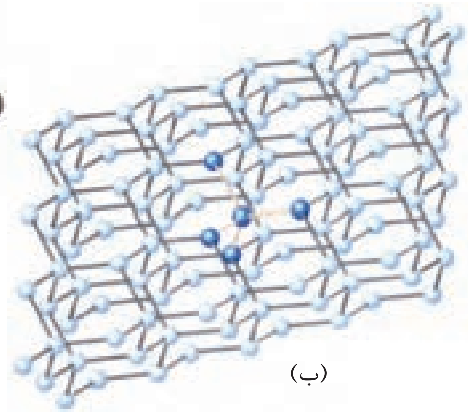
جامد کووالانسی جامدی است که در آن همهٔ اتم‌ها به وسیلهٔ پیوندهای کووالانسی به یکدیگر متصل شده‌اند و از این طریق شبکه‌ای دو یا سه بعدی ایجاد کرده‌اند.

است. نیاز روز افزون صنعت به الماس، بسیار گران بودن و محدود بودن منابع آن انسان را ناگزیر به ساختن الماس کرده است. آیا می‌توانید برخی از کاربردهای الماس ساختگی در زندگی را نام ببرید؟

دِگرشکل یا آلوتروپ به شکل‌های گوناگونی گفته می‌شود که از یک عنصر در طبیعت یافت می‌شود.



(آ)

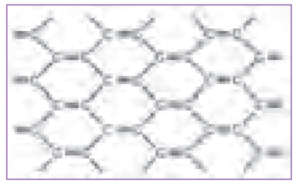


(ب)

شکل ۱

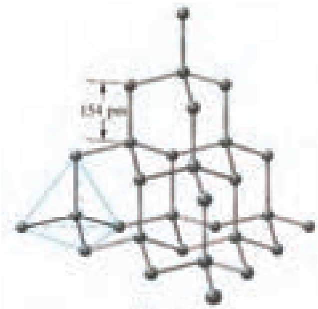
آ) بلورهای زیبای الماس آنها را برای تهیهٔ زینت‌آلات مناسب کرده است.
ب) بخشی از ساختار غول‌آسای الماس. هر بلور الماس را می‌توان یک مولکول غول‌آسا دانست که از اتصال میلیاردها اتم کربن ساخته شده است.

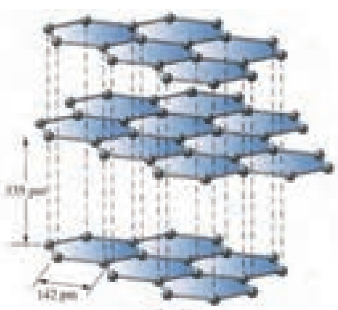
گرافیت دِگرشکل دیگر کربن، ساختاری لایه‌ای دارد. در هر لایه، هر اتم کربن با چهار پیوند و با آرایش سه ضلعی مسطح به سه اتم کربن دیگر متصل شده است. از اتصال شش اتم کربن شش گوشه‌هایی ایجاد شده‌اند که از اتصال آنها به هم صفحه‌ای مشبک به‌وجود می‌آید. پیوندهای موجود در هر صفحه بسیار قوی هستند و از این‌رو هر صفحه را می‌توان یک مولکول غول‌آسای ورقه‌ای در نظر گرفت، شکل ۲. این مولکول‌های صفحه‌ای غول‌آسا به وسیلهٔ نیروی بین مولکولی ضعیفی روی هم قرارگرفته‌اند. از این‌رو به آسانی روی یک‌دیگر می‌لغزند.



(آ)

گرافیت نمونه دیگری از جامدهای کووالانسی است که ساختاری لایه‌ای دارد. گرافیت به دلیل وجود پیوندهای دوگانه و رزونانس در یک لایه، رسانای جریان برق است.





ب) مقایسه طول پیوند کربن ـ کربن در الماس و گرافیت

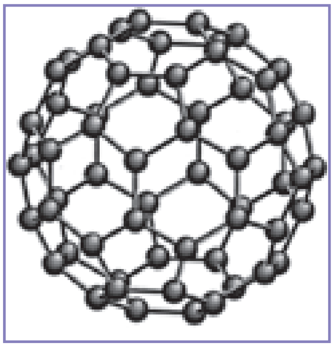
شکل ۲

فکر کنید

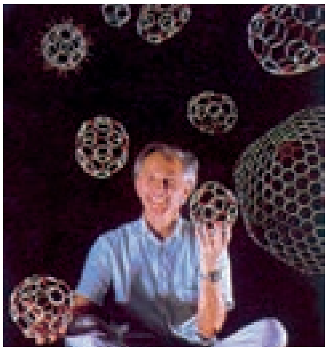
یکی از کاربردهای گرافیت استفاده از آن در تولید مغز مداد است. چه ویژگی ساختاری، گرافیت را برای این کار مناسب کرده است؟ پاسخ خود را شرح دهید.

بیشتر بدانید

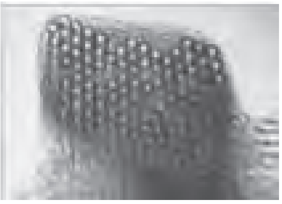
یکی از جالب‌ترین کشف‌های دو دههٔ گذشته یافتنِ دگر شکل تازه‌ای از کربن بوده است. فولرن نامی است که به این دِگرشکل کربن داده‌اند. شناخته شده‌ترین فولرن C_{60} است. این مولکول کروی که شبیه توپ فوتبال است و به آن باکی بال (buckyball) نیز می‌گویند، در سال ۱۹۸۵ توسط گروهی از پژوهشگران انگلیسی کشف شد. کشفی که سرانجام جایزهٔ نوبل شیمی در سال ۱۹۹۶ را از آنِ آنان ساخت. امروزه فولرن‌های بسیاری با اندازه‌ها و شکل‌های گوناگون ساخته شده‌اند و خواص آن به‌طور گسترده مورد مطالعه قرار گرفته است.



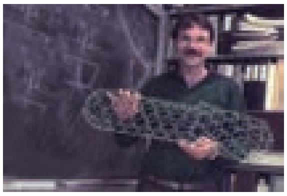
باکی بال (C_{60})، آرایش شش ضلعی‌ها و پنج ضلعی‌ها در این مولکول، شبیه توپ فوتبال است.



هنری کروتو کاشف فولرن. برخی از انواع فولرن‌های شناخته شده را در پیرامون او می‌بینید.



دسته‌ای از نانو لوله‌های کربنی



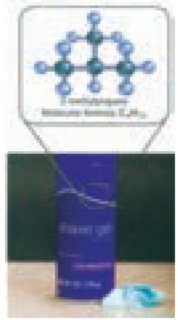
مدلی از یک نانو لوله. نانو لوله شبیه یک لایه از گرافیت است که به شکل لوله درآمده است.

مدت کوتاهی پس از کشف مولکول‌های C_{60}، تخلیهٔ الکتریکی میان دو الکترود زغالی به کشف فولرن‌های لوله‌ای بلندی انجامید که چون قطر آنها حدود ۱/۴ nm و طول آنها حدود ۲۰nm-۱۰ بود نام نانو لوله‌ها را بر آنها نهادند. با کشف این ساختارهای شگفت‌انگیز حدس‌های بسیاری دربارهٔ خواص فیزیکی و شیمیایی آنها زده شد و طی سال‌ها ترکیب‌های بسیاری از آنها نیز ساخته شد. مطالعهٔ ساختار و خواص این مواد از جمله پرطرف‌دارترین بحث‌ها در قرن بیست‌و یکم است.

ترکیب‌های آلی

همان‌طور که می‌دانید ترکیب‌هایی مانند هیدروکربن‌ها، پلاستیک‌ها، پروتئین‌ها، چربی‌ها، کربوهیدرات‌ها و نوکلئیک اسیدها همگی موادی آلی هستند. موادی که کربن عنصر اصلی و مشترک در همهٔ آنهاست. در ساختار مولکول‌های سازندهٔ هیدروکربن‌ها، فقط کربن و هیدروژن، وجود دارد. در حالی که در ساختار مولکول‌های آلی دیگر، افزون بر کربن و هیدروژن، عنصرهای دیگری مانند O، N، S، P و هالوژن نیز یافت می‌شود.

تنوع ترکیب‌های آلی و ویژگی‌های آنها به دلیل نوع آرایش اتم‌های سازندهٔ مولکول‌های آنهاست. بنابراین آشنایی با ساختار مولکول‌های آلی می‌تواند ما را در درک خواص و ویژگی‌های آنها یاری کند. در ادامهٔ این بخش به بررسی ساختار و ویژگی‌های هیدروکربن‌ها و برخی از ترکیب‌های آلی اکسیژن‌دار و نیتروژن‌دار می‌پردازیم.





از آلکان‌ها برای پرکردن فندک‌ها و انواع افشانه‌ها استفاده می‌شود.

هیدروکربن‌ها : آلکان‌ها

تقریباً تمام هیدروکربن‌ها از نفت، زغال سنگ و گاز طبیعی به‌دست می‌آیند. گاز طبیعی به‌طور عمده از متان، ساده‌ترین آلکان، تشکیل شده است. بیشترین جزءِ نفت خام را نیز آلکان‌ها تشکیل می‌دهند.

آلکان‌ها، هیدروکربن‌هایی هستند که تمایل چندانی به انجام واکنش‌های شیمیایی ندارند. زیرا، در آنها هر اتم کربن با چهار پیوند کووالانسی به چهار اتم دیگر متصل بوده و بنابراین سیرشده هستند. واکنش سوختن و واکنش با هالوژن‌ها از جمله واکنش‌هایی هستند که آلکان‌ها در آنها شرکت می‌کنند.



سوختن متان

اطلاعات جمع‌آوری کنید

قاتلی بی‌صدا به نام کربن مونواکسید ـ کربن مونواکسید گازی بی‌رنگ و بی‌بو ولی بسیار سمی است.این گاز از سوختن ناقص انواع سوخت‌ها تولید می‌شود و متأسفانه سالانه سبب مرگ و میر تعداد زیادی از هموطنان عزیزمان می‌شود.

در یک فعالیت گروهی دربارهٔ مرگ خاموش، علت تشکیل گاز CO، میزان مرگ و میر ناشی از این گاز ، راه‌های کاهش تولید CO،روش‌های جلوگیری از گاز گرفتگی و ویژگی وسایل گازسوز تحقیق کنید و نتیجه را به صورت یک پوستر در کلاس ارائه دهید.

آمارهای پزشکی قانونی نشان می‌دهد،مردها همواره بیشتراز زنان قربانی گاز مسموم کننده CO می شوند به‌طوری که در سال ۹۰، ۲۲۷ زن در مقابل ۶۱۸ مرد در کل کشور به این طریق مرگ راتجربه کرده‌اند. رشد مرگ‌ومیر مردان نیز بیشتر از زنان است چون در سال ۸۹، تعداد زنان فوت شده ۱۷۷ نفر بود که در سال بعد به رقم ۲۲۷ نفر افزایش یافت و مردان که در سال ۸۹، ۴۸۴ قربانی داده بودند تعدادشان در سال ۹۰ به ۶۱۸ نفر رسید.

نام‌گذاری آلکان‌ها

آلکان‌های راست زنجیر

سال پیش با نام‌گذاری آلکان‌های راست زنجیر تا ده کربن براساس قواعد **آیوپاک** آشنا شدید. جدول ۱ نام و فرمول مولکولی ۱۰ آلکان راست زنجیر را نشان می‌دهد. همان‌طور که می‌بینید نام همهٔ آلکان‌ها به پسوند «آن» ختم می‌شود.

آیوپاک یک سازمان بین‌المللی است که یکاها، نشانه‌ها، قراردادها و قواعد نام‌گذاری را در شیمی پیشنهاد می‌دهد.

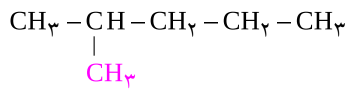
جدول ۱ نام‌گذاری آلکان‌های راست زنجیر

فرمول مولکولی	$CH_۴$	$C_۲H_۶$	$C_۳H_۸$	$C_۴H_{۱۰}$	$C_۵H_{۱۲}$	$C_۶H_{۱۴}$	$C_۷H_{۱۶}$	$C_۸H_{۱۸}$	$C_۹H_{۲۰}$	$C_{۱۰}H_{۲۲}$
نام	متان	اتان	پروپان	بوتان	پنتان	هگزان	هپتان	اوکتان	نونان	دکان

توجه کنید که در چهار عضو نخست این خانواده، پیشوندی که تعداد اتم‌های کربن موجود در زنجیر را معلوم کند، وجود ندارد و تنها برای مولکول‌هایی با پنج کربن یا بیشتر پیشوندِ موجود در نام، تعداد اتم‌های کربن در زنجیر را مشخص می‌کند.

آلکان‌های شاخه‌دار

نام آیوپاک آلکان زیر، ۲ـ متیل پنتان است.



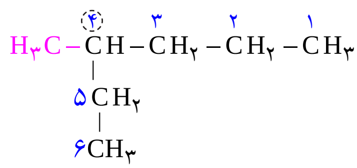
این نام نشان می‌دهد که این ترکیب، یک آلکان راست زنجیر پنج کربنی با یک شاخهٔ فرعی روی کربن دوم است. با توجه به این نام‌گذاری، فرمول ساختاری ۳ـ متیل پنتان چگونه است؟ آن را رسم کنید.

آلکان‌هایی که در ساختار آنها، اتم کربن به بیش از ۲ اتم کربن دیگر متصل شده باشد، آلکان‌های شاخه‌دار نام دارند.

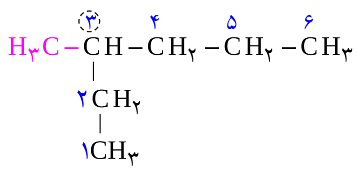
فکر کنید

آیا می‌توانید برخی از قواعد نام‌گذاری آلکان‌های شاخه‌دار را پیش‌بینی کنید؟

برای نامیدن آلکان‌های شاخه‌دار نخست زنجیری را که بیشترین اتم‌های کربن را دارد به‌عنوان زنجیر اصلی انتخاب و آن را با توجه به تعداد کربن‌ها نام‌گذاری می‌کنند. سپس زنجیر اصلی را از طرفی که به شاخهٔ فرعی نزدیک‌تر است، شماره‌گذاری می‌کنند، برای نمونه؛



این شماره‌گذاری نادرست است



این شماره‌گذاری درست است

در ادامه نام شاخهٔ فرعی را مشخص می‌کنند. برای نامیدن هر شاخهٔ فرعی، از روی تعداد کربن آن، نام آلکان مربوطه را مشخص کرده، پسوند «آن» را برداشته و به جای آن پسوند «ایل» قرار می‌دهند. به‌طوری که نام عمومی شاخه‌های فرعی به‌صورت **آلکیل** بیان می‌شود، بنابراین شاخهٔ فرعی $-CH_۳$ را **متیل** و شاخهٔ فرعی $-CH_۲CH_۳$ را **اتیل** می‌نامند.

در پایان برای نامیدن آلکان‌های شاخه‌دار، نام زنجیر اصلی را بیان کرده و نام شاخهٔ فرعی با محل اتصال آن به زنجیر اصلی را پیش از نام آلکان می‌نویسند. بنابراین، آلکان شاخه‌دار یاد شده چنین نام‌گذاری می‌شود:

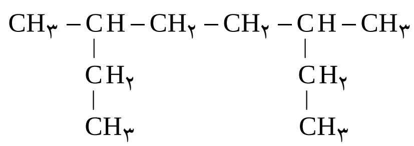
۳ـ متیل هگزان

اگر تعداد شاخه‌های فرعی متیل بیش از یکی باشد با قرار دادن پیشوندهای دی، تری و ... تعداد شاخهٔ فرعی مشخص می‌شود.

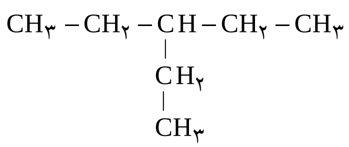
خود را بیازمایید

۱ـ آلکان‌های زیر را نام‌گذاری کنید.

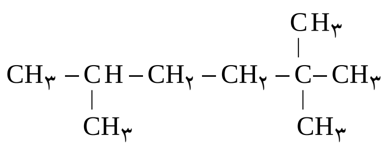
آ)



ب)



پ)

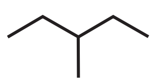


۲ـ آ) فرمول ساختاری دو هیدروکربن با فرمول مولکولی C_6H_{14} که هر کدام دارای دو شاخهٔ فرعی متیل هستند را رسم و نام‌گذاری کنید.

ب) این دو هیدروکربن چه رابطه‌ای با یکدیگر دارند؟ چرا؟

۳ـ در یکی از روش‌های نمایش فرمول ساختاری آلکان‌ها (نقطه ـ خط)، پیوند بین اتم‌های کربن با یک خط تیره و اتم‌های کربن با نقطه نشان داده می‌شوند. در این روش اتم‌های هیدروژن را نشان نمی‌دهند. به کمک نمونهٔ رسم شده، فرمول نقطه ـ خط آلکان‌های خواسته شده را رسم کنید.

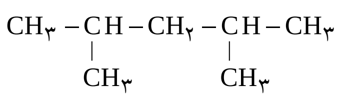
آ) ۳ـ متیل پنتان



ب) ۳ـ متیل هگزان

پ) هپتان

ت)



آلکن‌ها

اِتِن، C_2H_4 مادهٔ هورمون مانندی است که در بیشتر گیاهان وجود دارد. گوجه‌فرنگی رسیده، اِتِن آزاد می‌کند. اِتِن آزاد شده از یک گوجه‌فرنگی به نوبهٔ خود موجب «رسیدن» سریع‌تر گوجه‌فرنگی‌های دیگر می‌شود. در کشاورزی از اِتِن به عنوان عامل «عمل‌آورنده» استفاده می‌کنند، زیرا اغلب میوه‌ها را با توجه به مشکلات حمل و نقل پیش از رسیدن می‌چینند سپس در محل توزیع در اتاقک‌هایی به کمک گاز اِتِن آنها را به عمل می‌آورند، شکل ۳. این گاز ساده‌ترین عضو خانوادهٔ آلکن‌هاست.



(آ)



(ب)

شکل ۳ اِتِن سبب رسیدن گوجه‌فرنگی (آ) و (ب) موز می‌شود.

به هیدروکربن‌های سیر نشده‌ای که یک پیوند دوگانهٔ کربن ـ کربن ($>C=C<$) دارند، آلکن می‌گویند. آلکن‌ها واکنش پذیری بیشتری از آلکان‌ها داشته و در واکنش‌های شیمیایی گوناگونی شرکت می‌کنند. در این‌جا با نام‌گذاری آلکن‌های راست زنجیر آشنا شده و به بررسی برخی از واکنش‌های آلکن‌ها می‌پردازیم.

برای نام‌گذاری آلکن‌های راست زنجیر، کافی است که پسوند «آن» در نام آلکان راست زنجیر را برداشته و به‌جای آن پسوند «ـِ ن» قرار داد.

فکر کنید

به فرمول‌های ساختاری زیر توجه کنید. این ساختارها چه رابطه‌ای با هم دارند؟ چگونه می‌توان با نام‌گذاری آنها را از یک‌دیگر متمایز کرد؟

$CH_3-CH_2-HC=CH-CH_2-CH_3$

$CH_3-CH_2-CH_2-HC=CH-CH_3$

$H_2C=CH-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$

$CH_3-HC=CH-CH_2-CH_2-CH_3$

برخی واکنش‌های آلکن‌ها

سال پیش آموختید که اتن با آب در حضور کاتالیزگر واکنش داده و به اتانول تبدیل می‌شود.

اتن همچنین با برم مایع و گاز هیدروژن کلرید واکنش داده و مواد جدیدی تولید می‌کند.

$$CH_2=CH_2(g)+Br_2(l)\longrightarrow \underset{Br}{\underset{|}{CH_2}}-\underset{Br}{\underset{|}{CH_2}}(l)$$

۱، ۲ـ دی برمواتان

$$CH_2=CH_2(g)+HCl(g)\longrightarrow CH_3-\underset{Cl}{\underset{|}{CH_2}}(g)$$

کلرواتان

بطری‌های پلاستیکیِ شامپو، شیر و آب میوه، ظرف‌های یک‌بار مصرف، انواع سطل‌ها و سینی‌های پلاستیکی و همچنین پاستیل‌ها، پلیمرهای سودمندی هستند که از واکنش پلیمری شدن آلکن‌های گوناگون تهیه می‌شوند، شکل ۴.



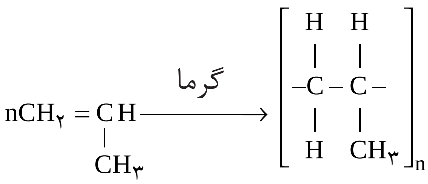
(آ) انواع پاستیل — (ب) ظروف پلاستیکی

شکل۴



بازیافت پلاستیک‌ها می‌تواند راه مناسبی برای کاهش مشکلات زیست محیطی باشد. هر چند تولید پلیمرهای زیست تخریب‌پذیر راه حل مناسب‌تری است.

پلی‌پروپن که در تولید طناب، فرش و بسته‌بندی مواد غذایی به‌کار می‌رود، از گرما دادن پروپن به‌دست می‌آید.



پروپن (مونومر) — **پلی پروپن (پلیمر)**

پلیمرها اغلب با موادی که درون آنها نگهداری می‌شوند، واکنش نمی‌دهند. آنها بسیار مقاوم هستند و به سادگی در طبیعت تجزیه نمی‌شوند، به همین دلیل کاربرد بسیار گسترده‌ای در زندگی روزمره پیدا کرده‌اند. این در حالی است که ماندگاری طولانی پلیمرها در طبیعت، مشکلات بسیار جدی برای زندگی روی کرهٔ خاکی ایجاد کرده است.

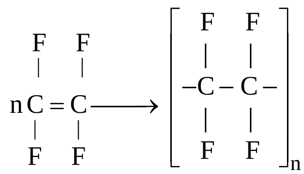
خود را بیازمایید

پتوی آکریلیک از پلیمری تهیه می‌شود که مونومر آن، سیانو اتن $CH_2 = CH(CN)$ نام دارد. ساختار این پلیمر را رسم کنید.

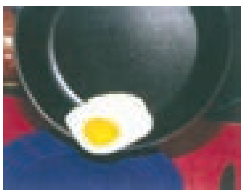
بیشتر بدانید

«بخت ، یار ذهن‌های آماده است»

تفلون نام تجاری پلیمری است که کشف اتفاقی آن، پلانکِت را به شهرت و ثروت رساند. ماجرا در سال ۱۹۲۰ اتفاق افتاد. پلانکت و تیم پژوهشی او در حال بررسی و مطالعهٔ انواع سردکننده‌ها بودند. یکی از گازهایی که آنها مصرف می‌کردند تترافلوئوروواتن بود. روزی، وی هنگامی که شیرگاز را باز کرد، متوجه شد که گاز از شیر خارج نمی‌شود. ابتدا تصور کرد که مسیر خروج گاز بسته است. لذا تلاش کرد تا آن را پاک کند، اما هیچ چیز نبود. تعجب کرد. کنجکاوی وی سبب شد موضوع را بیشتر بررسی کند. پلانکت برای یافتن دلیل آن، جرم کپسول را اندازه‌گیری کرد و با نتیجهٔ غیرمنتظره‌ای روبه‌رو شد. جرم کپسول موردنظر با کپسول پُر از گاز برابر بود. بر تعجبش افزوده شد. پافشاری وی برای حل مسئله،باعث شد تا او کپسول را ببُرد و داخل آن را مشاهده کند. او پس از برش کپسول با منظرهٔ تازه‌ای روبه‌رو شد. لایهٔ نازکی از یک مادهٔ جامد ته کپسول تشکیل شده بود. بررسی‌های بیشتر نشان داد که این مادهٔ جامد از پلیمری شدن تترافلوئوروواتن به‌دست آمده است.



ناخودآگاه ، توفیق بزرگی نصیب پلانکت شده بود، زیرا تفلون در مدت کوتاهی کاربرد بسیار وسیعی در صنعت پیدا کرد.



تفلون نقطهٔ ذوب بالایی دارد، انحلال ناپذیر و نچسب بوده و از نظر شیمیایی بی‌اثر است. از تفلون برای ساختن ظروف نچسب و لباس فضانوردان استفاده می‌شود. البته گفتنی است که استفاده از ظروف تفلونی در آشپزی توصیه نمی‌شود.

«به نظر شما اتفاق و شانس تا چه اندازه در پیشبرد علم سهم دارند؟»

آلکین‌ها



شکل ۵ برشکاری با اتین

آیا واژه جوش کاربیدی را شنیده‌اید؟ در این جوشکاری از سوختن گاز اتین، دمای لازم برای جوش دادن قطعه‌های فلزی تأمین می‌شود، شکل ۵. **اتین** هیدروکربنی است که در ساختار خود یک پیوند سه گانهٔ کربن ـ کربن دارد.

$$H-C\equiv C-H$$

ساختار لوویس اتین

به هیدروکربن‌های سیرنشده با یک پیوند سه‌گانهٔ کربن ـ کربن، آلکین گفته می‌شود. برای نام‌گذاری آنها به جای پسوند «آن» در نام آلکان هم کربن، پسوند «ین» قرار می‌گیرد. اتین با فرمول مولکولی C_2H_2، ساده‌ترین آلکین و پروپین دومین عضو خانوادهٔ آلکین‌ها است. از نام پروپین چنین برمی‌آید که مولکول‌های آن سه کربن دارند و یک پیوند سه گانه میان دو کربن آن وجود دارد.

$$CH_3 - C \equiv CH$$

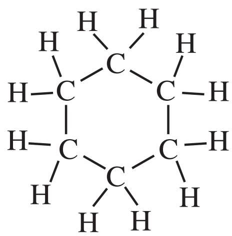
پروپین

آلکین‌ها نیز واکنش‌پذیری بالایی دارند و با مواد شیمیایی مختلف واکنش می‌دهند. وینیل کلرید که در تهیهٔ پلی وینیل کلرید به کار می‌رود، از واکنش اتین با هیدروژن کلرید به‌دست می‌آید.

$$HC \equiv CH(g) + HCl(g) \longrightarrow CH_2 = \underset{\underset{Cl}{|}}{C}H(g)$$

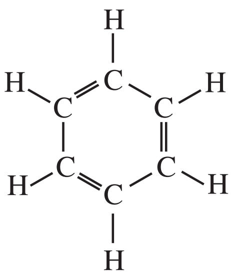
هیدروکربن‌های حلقوی

ترکیب‌های آلی بسیاری شناخته شده است که در آنها اتم‌های کربن طوری به یکدیگر متصل شده‌اند که ساختاری حلقوی به‌وجود آورده‌اند. سیکلوهگزان از آن جمله است. این نام نشان می‌دهد که این ماده، هیدروکربن سیرشده‌ای است که حلقه‌ای ساخته شده از شش اتم کربن دارد.



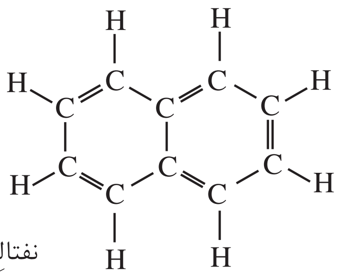
سیکلوهگزان

بنزن، هیدروکربنی سیر نشده با فرمول مولکولی C_6H_6 و فرمول ساختاری روبه‌رو است.



بنزن

بنزن، سرگروه خانوادهٔ مهمی از هیدروکربن‌ها به نام **ترکیب‌های آروماتیک** است. نفتالِن نیز از جملهٔ این ترکیب‌هاست. نفتالِن ($C_{10}H_8$) مدت‌ها به عنوان ضد بید برای نگهداری فرش و لباس کاربرد داشته است.



نفتالِن



با پلی وینیل کلرید می‌توان وسایل پلاستیکی گوناگونی درست کرد.

سیکلو (-cyclo) پیشوندی به معنای حلقوی است که در نام‌گذاری ترکیب‌های آلیِ حلقوی به کار می‌رود.

بنزن مایع بی‌رنگ و فراری است که با شعله‌ای زرد رنگ همراه با دوده می‌سوزد. این هیدروکربن آروماتیک که در نفت خام و قطران زغال سنگ یافت می‌شود، مدت‌ها در صنایع شیمیایی کاربرد داشت اما، با اثبات سرطان‌زا بودن آن به کارگیری آن در صنایع شیمیایی ممنوع شده است.



افزودن مواد آروماتیک به بنزین، عدد اوکتان آن را بالا می‌برد اما به دلیل خام سوزی و سوختن ناقص این مواد، استفاده از آنها در تهیهٔ بنزین توصیه نمی‌شود. از سوی دیگر به دلیل تبدیل آسان‌تر این مواد به فراورده‌های پتروشیمیایی بسیار سودمند، سوزاندن آنها به هدر دادن منابع خدادادی است.

شیمی در زندگی

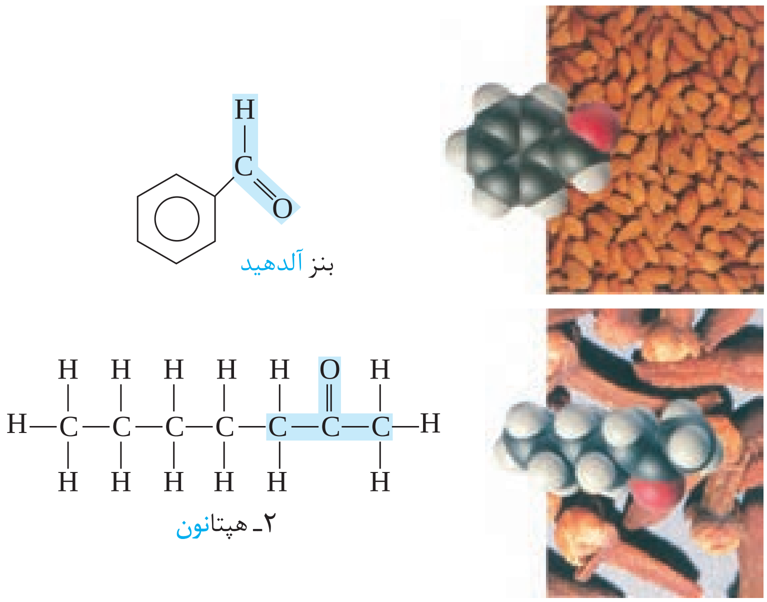
طعم، بو یا مزهٔ غذاها، میوه‌ها، ادویه‌ها، گیاهان دارویی و خوشبوکننده‌ها به‌دلیل وجود ترکیب‌های آلی در آنها است. آنتی‌بیوتیک‌ها، داروهای مُسکن و تب‌بر نیز هر کدام دارای یک مادهٔ آلی ویژه‌ای هستند، شکل ۶.



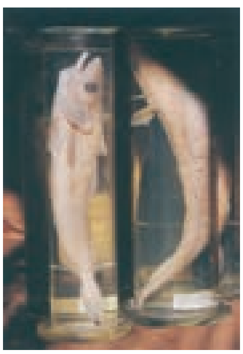
شکل ۶ ادویه‌ها، ترکیب‌های آلی گوناگون دارند.

گروه عاملی، آرایش مشخصی از اتم‌هاست که به مولکول آلی دارای آن، خواص فیزیکی و شیمیایی منحصر به فردی می‌بخشد.

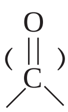
گستردگی و تفاوت خواص فیزیکی و شیمیایی ترکیب‌های آلی به‌دلیل آرایش ویژهٔ اتم‌ها در آنها است. برای نمونه؛ شکل ۷ آرایش اتم‌ها را در مادهٔ آلی موجود در میخک و بادام نشان می‌دهد.



شکل ۷ فرمول ساختاری بنزآلدهید و ۲ـ هپتانون



فرمالدهید ساده‌ترین آلدهید است که محلول آبی آن برای نگهداری نمونه‌های جانوری به کار می‌رود.

هر دو ماده دارای پیوند دو گانهٔ کربن ـ اکسیژن () هستند. این آرایش اتم‌های کربن و اکسیژن، گروه عاملی کربونیل را می‌سازد.

فکر کنید

۱ـ با بررسی فرمول ساختاری ، ۲ـ هپتانون و بنزآلدهید به پرسش‌های زیر پاسخ دهید.

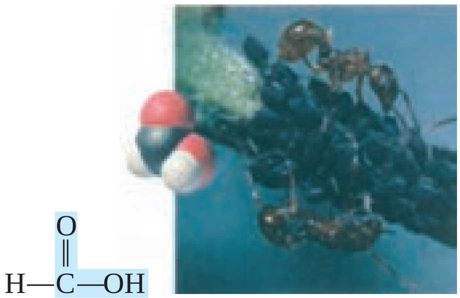
آ) ویژگی مشترک گروه عاملی آلدهیدی باکتونی چیست؟

ب) تفاوت گروه عاملی آلدهیدی باکتونی را بنویسید.

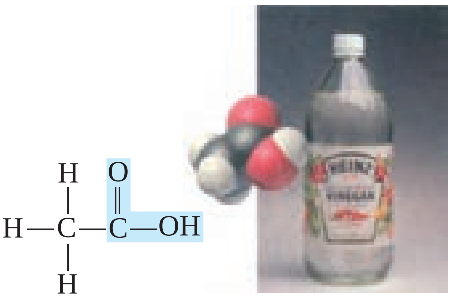


شیر ترش شده دارای لاکتیک اسید است.

ریواس، لیمو، پرتقال، نارنگی و انواع ترشی‌ها دارای اسیدهای آلی هستند. برای نمونه فرمیک اسید در بدن مورچه و استیک اسید در سرکه یافت می‌شود.

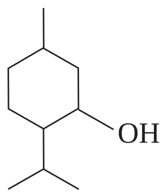


فرمیک اسید



استیک اسید

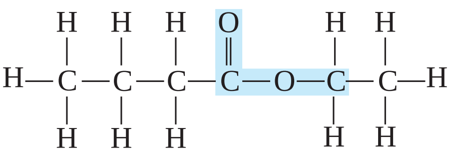
آیا تاکنون با افرادی روبه‌روشده‌اید که از گرفتگی عضلات، کمردرد، دردهای عضلانی و درد مفاصل رنج می برند؟این افراد برای کاهش درد خود از پمادهای موضعی گوناگونی استفاده می‌کنند که دارای چندین ماده آلی هستند. یکی از ترکیب های آلی موجود در برخی از آنها منتول است.



منتول دارای گروه عاملی الکلی است.

استرها یکی دیگر از ترکیب‌های آلی هستند که طعم و بوی خوش گل ها و میوه ها به‌دلیل وجود این مواد در آنها است. مزهٔ آناناس ناشی از اتیل بوتانوات موجود در آن است.

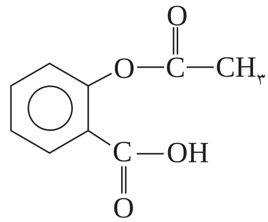




اتیل بوتانوات

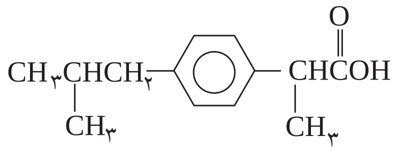
خود را بیازمایید

۱ـ آسپرین و ایبوبروفن از جمله معروف‌ترین داروهایی هستند که برای کاهش درد، تب و التهاب تجویز می‌شوند. گروه‌های عاملی موجود در ساختار این دو مولکول را مشخص کنید.





آسپرین





ایبوبروفن

آسپرین یکی از معروف‌ترین داروها در جهان است که به طور طبیعی در پوست درخت بید یافت می‌شود. مصرف آن سبب تسکین درد، تب و التهاب می‌شود. به تازگی ثابت شده است که مصرف آسپرین تپش‌های قلبی و احتمال وقوع سکته را کاهش می‌دهد.

مصرف آسپرین برای افرادی که به بیماری زخم معده مبتلا هستند توصیه نمی‌شود، زیرا آسپرین سبب خونریزی معده می‌شود.

۲ـ فرمول ساختاری اتانول و دی‌متیل اتر به‌صورت زیر است.

CH_3CH_2-OH	CH_3-O-CH_3
اتانول	**دی‌متیل اتر**

تفاوت گروه عاملی الکلی با اتری چیست؟



بوی گل‌های رز و محمدی ناشی از مولکول‌های آلی با گروه عاملی الکلی در آنها است.

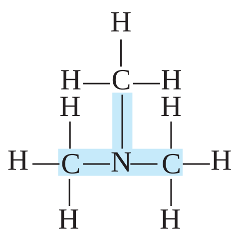
اطلاعات جمع‌آوری کنید

در یک فعالیت گروهی، مواد آلی موجود در یک شامپو، کرم نرم‌کننده، کرم ضدآفتاب، خوشبوکننده، رنگ مو و ... را تحقیق کنید و نتیجه را به‌صورت پوستر در کلاس ارائه دهید.

آمین‌ها و آمیدها

حفظ کردن نام و ساختار ترکیب‌های آلی جزء هدف‌های این کتاب درسی نیست.

آمین‌ها ترکیب‌های آلی هستند که در ساختار آنها اتم‌های C، H و N وجود دارد. وجود اتم نیتروژن خواص فیزیکی و شیمیایی منحصر به فردی به آمین‌ها داده است. بوی بد ماهی فاسد شده به‌دلیل آزاد شدن مولکول تری‌متیل آمین است، شکل ۸.





شکل ۸. فرمول ساختاری تری متیل آمین

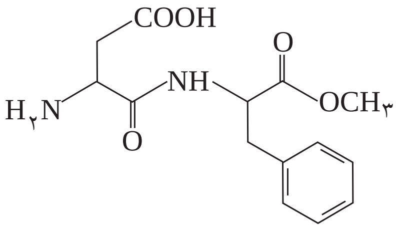


از کِولار برای تهیهٔ لباس‌های مخصوص مسابقه موتور سواری استفاده می‌شود.

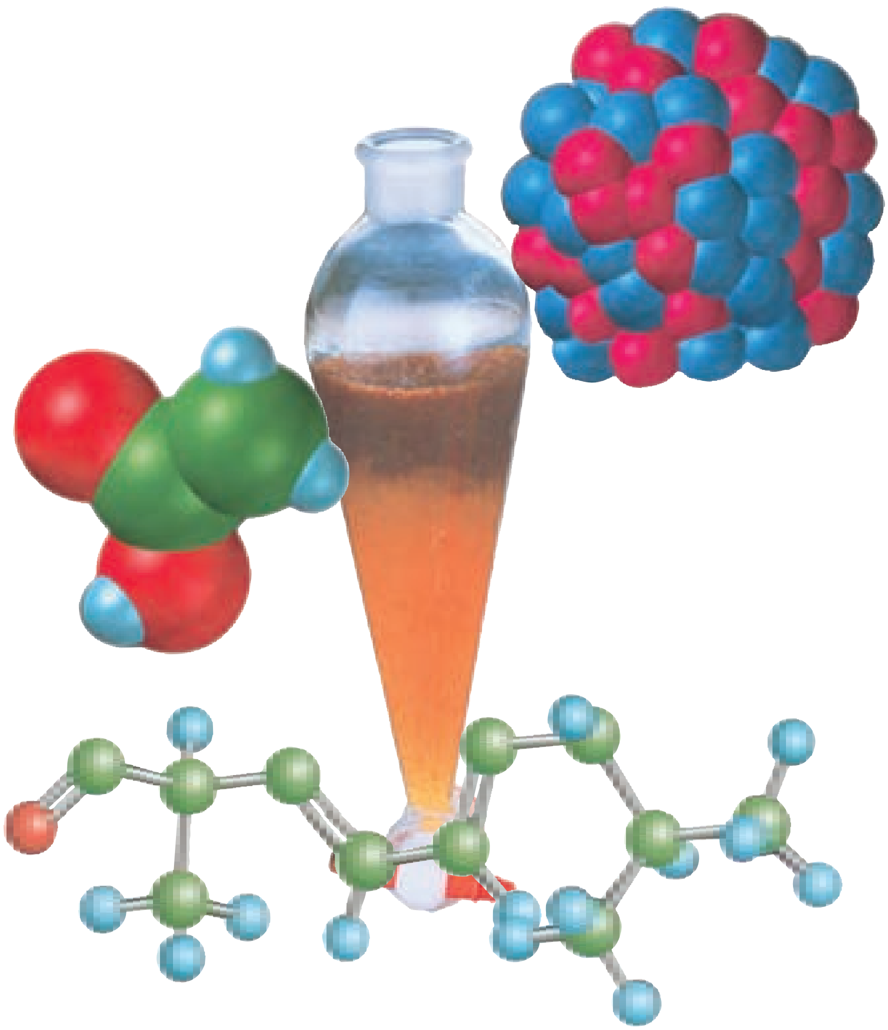
در حالی که آمیدها دارای گروه عاملی $-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-N-$ هستند. کِولار نام پلیمری است که دارای گروه عاملی آمیدی است. این پلیمر پنج برابر از فولاد هم وزن خود مقاوم‌تر است. کِولار در تهیهٔ تایر اتومبیل، بال هواپیما، قایق بادبانی و جلیقه‌های ضد گلوله به کار می‌رود.

خود را بیازمایید

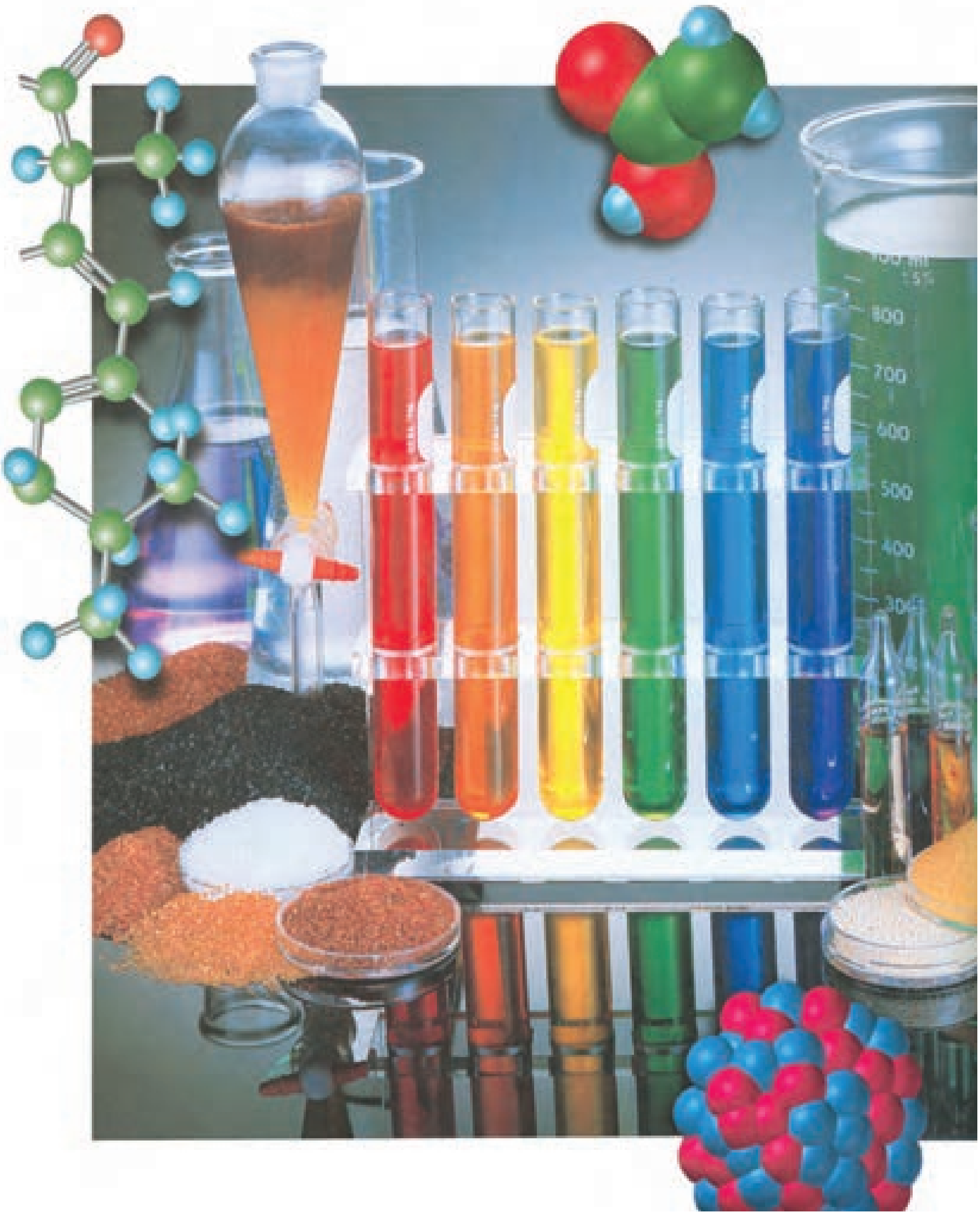
گروه‌های عاملی موجود در آسپارتام را مشخص کنید.



این بخش نباید در ارزشیابی‌های پایانی مورد پرسش قرار گیرد.



در آزمایشگاه شیمی



پیش از شروع هر آزمایش عینک ایمنی، دستکش و روپوش بپوشید. رعایت نکته های ایمنی در حین انجام کار بسیار ضروری است.





سمی



اکسید کننده



منفجر شونده

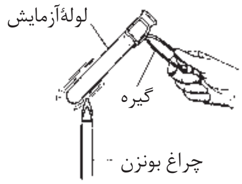


خورنده

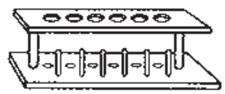


تحریک کننده

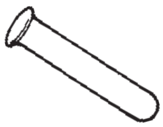
آشنایی با وسایل آزمایشگاهی



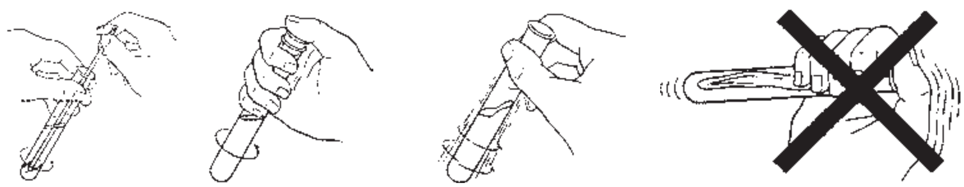
شیوهٔ درست نگهداری و گرم کردن لولهٔ آزمایش.



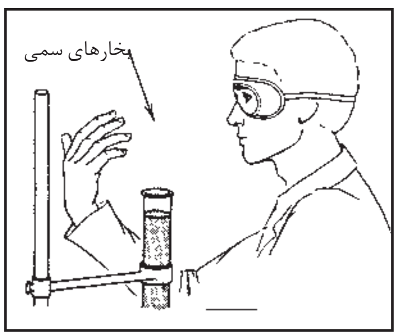
جای لولهٔ آزمایش
وسیله‌ای چوبی، پلاستیکی یا فلزی برای نگهداری لوله‌های آزمایش.



لولهٔ آزمایش
به منظور گرم کردن مواد شیمیایی، بررسی واکنش‌های شیمیایی و... به کار برده می‌شود.



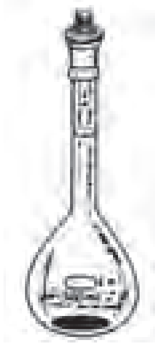
شیوهٔ درست و نادرست هم‌زدن یک مخلوط مایع درون یک لولهٔ آزمایش.



شیوهٔ درست بوییدن بخار مواد شیمیایی در آزمایشگاه.



لوله شوی برای شست‌وشوی جدارهٔ داخلی ظرف‌های شیشه‌ای به ویژه لولهٔ آزمایش به کار می‌رود.



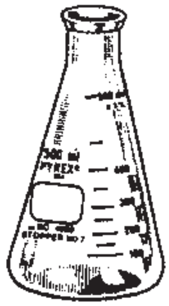
بالون حجمی

وسیله‌ای است برای تهیه و نگهداری محلول‌ها. روی گردن هر بالون خط نشانه‌ای وجود دارد که حجم محلول را معین می‌کند. پس از تهیهٔ محلول باید دَرِ بالون را بست و آن را تکان داد تا محلول یکنواخت شود.



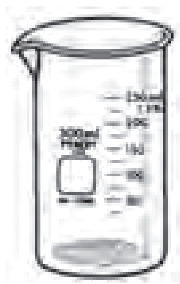
پیپت مدرج

برای برداشتن یا ریختن مقدارهای دلخواه از مایع‌ها یا محلول‌ها به‌کار می‌رود.



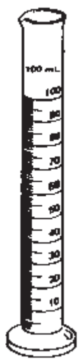
اِرلن

برای گرم کردن محلول‌ها و مایع‌ها یا برای نگهداری آنها به کار می‌رود همچنین در سنجش‌های حجمی کاربرد دارد.



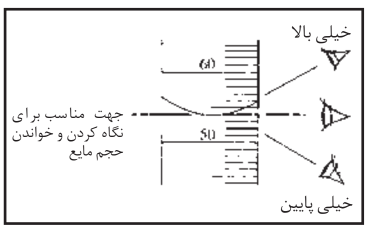
بِشِر

برای گرم کردن محلول‌ها و مایع‌ها به‌کار می‌رود.



استوانهٔ مدرج

برای برداشتن حجم معینی از مایع‌ها و تعیین جرم و جرم حجمی اجسام به‌کار می‌رود.



شیوهٔ درست خواندن حجم مایع‌ها از روی استوانهٔ مدرج،پیپت مدرج یا بورت.



پیپت حبابدار

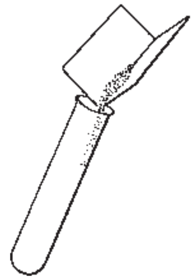
برای برداشتن یا ریختن مقدار مشخصی از مایع‌ها یا محلول‌ها به‌کار می‌رود.



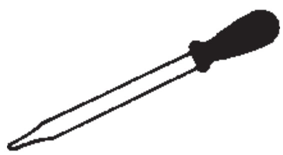
برای خالی کردن پیپت از انگشت اشاره استفاده کنید تا به کمک آن جریان مایع آسان‌تر کنترل شود.
به هنگام تخلیه نوک پیپت را به دهانهٔ ارلن تماس دهید تا آخرین قطرهٔ مایع نیز از پیپت خارج شود.



پیپت را با پیپت پرکن پرکنید.



برای برداشتن مواد جامد ابتدا قطعه کاغذی را مطابق شکل تا کنید. آن‌گاه مقداری از مادهٔ جامد موردنظر را از داخل ظرف به‌روی کاغذ منتقل کنید. سپس با خم کردن کاغذ به‌مقدار دلخواه از مادهٔ جامد موردنظر بردارید.



قطره چکان

برای برداشتن یا ریختن مایع‌های سمی به کار می رود از نوع مدرج آن به جای پیپت مدرج برای برداشتن حجم معینی از مایع‌ها یا محلول‌های سمی استفاده می‌شود.



قاشقک

برای برداشتن مواد شیمیایی جامد به کار می‌رود.

واژه‌نامه

آکتینیدها **Actinides** ۳۸

به ۱۴ عنصر پس از عنصر آکتینیم ($_{89}Ac$) گفته می‌شود که همگی پرتوزا هستند و بجز اورانیم بقیه در آزمایشگاه تهیه می‌شوند.

آلکن **Alkene** ۱۰۱

نوعی هیدروکربن سیر نشده است که میان اتم‌های کربن آن یک پیوند کووالانسی دوگانه وجود دارد.

آلکین **Alkyne** ۱۰۳

نوعی هیدروکربن سیر نشده است که میان اتم‌های کربن آن یک پیوند کووالانسی سه‌گانه وجود دارد.

آلوتروپ یا دگرشکل **allotrope** ۷۸

به شکل‌های مختلف یک عنصر می‌گویند.

آنیون **anion** ۴۹

یون‌های دارای بار الکتریکی منفی هستند.

اصل آفبا یا اصل بناگذاری **Aufbau principle** ۲۶

بنابر این اصل، در آغاز الکترون‌ها در پایین‌ترین تراز انرژی قرار می‌گیرند و به‌تدریج ترازهای انرژی بالاتر را اشغال می‌کنند.

اصل طرد پائولی **Pauli exclusion principle** ۲۴

بنابر این اصل، در یک اتم هیچ دو الکترونی را نمی‌توان یافت که هر چهار عدد کوانتومی آن (n و l و m_l و m_s) یکسان باشد.

اثر پوششی الکترون **electron shielding effect** ۴۴

به ممانعت الکترون‌های لایه‌های درونی اتم، از تأثیر کامل نیروی جاذبهٔ هسته بر الکترون لایه‌های بیرونی گفته می‌شود.

الکترود **electrode** ۴

میله یا تیغه‌ای که رسانای جریان برق است.

الکترون **electron** ۴

یک ذرهٔ بنیادی دارای بار الکتریکی منفی است که پیرامون هسته می‌چرخد. جرم الکترون $\frac{1}{1837}$ جرم پروتون است.

الکترون‌های ظرفیت **valance electrons** ۲۷

به الکترون‌های آخرین لایهٔ الکترونی (لایهٔ الکترونی با بزرگ‌ترین n) اتم می‌گویند.

الکترونگاتیوی **electronegativity** ۴۶

به میزان تمایل نسبی یک اتم برای جذب جفت الکترون یک پیوند کووالانسی به سمت خود، می‌گویند.

انرژی شبکه **lattice energy** ۵۵

به مقدار انرژی آزاد شده به هنگام تشکیل یک مول جامد یونی از یون‌های گازی سازندهٔ آن گفته می‌شود.

انرژی نخستین یونش **first ionization energy** ۲۰
مقدار انرژی لازم برای جدا کردن یک مول الکترون از یک مول اتم گازی شکل و تبدیل آن به یک مول یون یک بار مثبت درحالت گاز است.

اوربیتال **orbital** ۲۰
فضایی در اطراف هسته است که احتمال حضور الکترون در آن بیش از ٪۹۰ است.

ایزوتوپ (هم‌مکان) **isotope** ۱۲
به اتم‌های یک عنصر گفته می‌شود که عدد اتمی یکسان و عدد جرمی متفاوت دارند.

ایزومر (هم‌پار) **isomer** ۸۴
ترکیب‌هایی که فرمول مولکولی یکسان دارند ولی خواص فیزیکی و شیمیایی آنها متفاوت است.

بار مؤثر هسته **effective nuclear charge** ۴۴
بخشی از بار مثبت هسته است که یک الکترون با توجه به اثر پوششی دیگر الکترون‌ها احساس می‌کند.

برقکافت (الکترولیز) **electrolysis** ۴
تجزیهٔ یک ماده به کمک جریان برق در حالت محلول یا مذاب.

پرتوی کاتدی **cathodic ray** ۴
پرتویی دارای بار الکتریکی منفی است که در یک لولهٔ پرتو کاتدی از کاتد به سمت آند می‌تابد.

پرتوزایی **radio activity** ۶
تبدیل خود به خودی ایزوتوپ‌های ناپایدار یک عنصر به ایزوتوپ‌های دیگر عنصرهاست که با گسیل پرتوها یا ذره‌های پرانرژی همراه است. مواد دارای این خاصیت را پرتوزا می‌گویند.

پیوند دوگانه **double bond** ۷۶
نوعی پیوند کووالانسی است که درنتیجهٔ به اشتراک گذاشته شدن دو جفت الکترون میان دو اتم تشکیل می‌شود.

پیوند سه‌گانه **triple bond** ۷۶
نوعی پیوند کووالانسی است که درنتیجهٔ به اشتراک گذاشته شدن سه جفت الکترون میان دو اتم تشکیل می‌شود.

پروتون **proton** ۱۱
یکی از ذره‌های سازندهٔ اتم که دارای بار الکتریکی مثبت است و درون هسته قرار دارد.

پیوند کووالانسی **covalent bond** ۶۶
نیروی جاذبه‌ای است که در اثر به اشتراک گذاشته شدن دو یا چند الکترون میان اتم‌ها به‌وجود می‌آید.

پیوند کووالانسی قطبی **polar covalent bond** ۷۰
نوعی پیوند کووالانسی است که در آن به‌دلیل اختلاف الکترونگاتیوی دو اتم درگیر در پیوند یک سر پیوند بار منفی و سر دیگر بار مثبت می‌شود.

پیوند کووالانسی ناقطبی **non - polar covalent bond** ۷۰
نوعی پیوند کووالانسی است که در آن اختلاف الکترونگاتیوی دو اتم درگیر در پیوند از ۰/۴ کمتر است و الکترون‌های پیوندی تقریباً به‌طور یک‌نواخت روی اتم‌های درگیر در پیوند توزیع شده‌اند.

پیوند داتیو یا پیوند کووالانسی کوئوردینانسی **dative bond** ۷۹
نوعی پیوند کووالانسی است که در آن جفت الکترون اشتراکی از سوی یکی از اتم‌های درگیر در پیوند تأمین می‌شود.

پیوند یونی **ionic bond** ۵۳
به نیروی جاذبهٔ الکتروستاتیکی موجود میان یون‌های با بار الکتریکی مخالف پیوند یونی می‌گویند.

پیوند هیدروژنی **hydrogen bond** ۹۲
نوعی نیروی جاذبهٔ دوقطبی ـ دوقطبی بسیار قوی است که بین اتم هیدروژن متصل به یک اتم الکترونگاتیو و یک اتم الکترونگاتیو دیگر ایجاد می‌شود.

هیدروکربن‌های آروماتیک **aromatic compound** ۱۰۴

دسته‌ای از ترکیب‌های آلی سیر نشده که ساختاری حلقوی دارند و به مقدار زیادی در قطران زغال‌سنگ یافت می‌شوند.

ترکیب یونی دوتایی **binary ionic compound** ۵۷

ترکیبی است که از یون دو عنصر مختلف تشکیل شده است.

ترکیب یونی **ionic compound** ۵۴

یک ترکیب شیمیایی است که یون‌های مثبت و منفی ذره‌های سازندهٔ آنها هستند. در این ترکیب‌ها هیچ واحد مولکولی مشخصی وجود ندارد.

ترکیب مولکولی **molecular compound** ۶۷

ترکیبی که اغلب از مولکول‌های جدا از هم تشکیل شده است.

جامد کووالانسی **covalent solid** ۹۵

مادهٔ جامدی است که در آن همهٔ اتم‌های سازنده توسط پیوندهای کووالانسی به یک‌دیگر متصل شده است و در مجموع شبکه‌ای دو یا سه بعدی ایجاد می‌کند.

جدول تناوبی عنصرها **periodic table of the elements** ۳۲

آرایشی از عنصرهای شیمیایی به‌صورت دوره‌ها و گروه‌ها است که در آن عنصرها بر پایهٔ افزایش عدد اتمی کنار هم چیده شده‌اند.

جرم اتمی **atomic mass** ۱۳

جرم اتم برحسب واحد جرم اتمی است. واحد جرم اتمی $\frac{1}{12}$ جرم ایزوتوپ $^{12}_{6}C$ تعریف شده است.

جرم اتمی میانگین **average atomic mass** ۱۳

به میانگین جرم اتمی ایزوتوپ‌های یک عنصر با توجه به درصد فراوانی آنها در طبیعت گفته می‌شود.

حالت برانگیخته **excited state** ۱۸

حالتی است که نسبت به حالت پایه انرژی بالاتری دارد.

حالت پایه **ground state** ۱۸

به حالتی با پایین‌ترین سطح انرژی گفته می‌شود.

دوره یا تناوب **period** ۴۷

به هر ردیف از جدول تناوبی عنصرها گفته می‌شود. برای همهٔ عنصرهای موجود در یک ردیف عدد کوانتومی اصلی یکسان است.

زیرلایه **subshell** ۲۱

به مجموعه‌ای از اوربیتال‌های هم‌انرژی گفته می‌شود که عدد کوانتومی اصلی آنها یکسان است.

جفت الکترون پیوندی **bonding electron pair** ۷۰

جفت الکترونی است که میان هستهٔ دو اتم قرار دارند و پیوند شیمیایی را به‌وجود می‌آورند.

جفت الکترون ناپیوندی **non- bonding electron pair** ۷۳

جفت الکترونی است که به یک اتم تعلق دارند و در تشکیل پیوند شیمیایی شرکت نمی‌کنند.

ساختار رزونانسی **resonance structure** ۷۸

یک مولکول که بیش از یک ساختار لوویس دارد، این ساختارها تنها در شیوهٔ توزیع الکترون‌هایشان تفاوت دارند. رزونانس پدیده‌ای است که رابطهٔ این ساختارها را با ساختار واقعی مولکول براساس جابه‌جایی الکترون‌ها توجیه می‌کند.

ساختار لوویس **Lewis structure** ۷۳

شیوه‌ای برای نمایش مولکول‌ها و یون‌ها است به‌گونه‌ای که افزون بر نوع، تعداد و شیوهٔ اتصال اتم‌ها، آرایش الکترونی مولکول را بر مبنای قاعدهٔ هشتایی نشان می‌دهد.

شبکهٔ بلور **crystal lattice** ۵۵

آرایش سه‌بعدی و منظم و تکرارشوندهٔ ذره‌های (اتم‌ها، یون‌ها و مولکول‌ها) سازندهٔ یک بلور است.

شعاع اتمی **atomic radius** ۴۳

به نصف فاصلهٔ بین هسته‌ای در یک مولکول دواتمی جور هسته گفته می‌شود.

طول پیوند **bond length** ۶۸

به فاصلهٔ تعادلی بین هسته‌های دو اتم درگیر در پیوند را می‌گویند.

طیف‌بین **spectroscope** ۱۵

دستگاهی است که نوع و میزان برهم کنش نور و ماده را مشخص می‌کند و از این طریق اطلاعات ارزنده‌ای دربارهٔ ساختار ماده فراهم می‌آورد.

طیف‌سنج جرمی **mass spectrometer** ۱۴

دستگاهی است که به کمک آن جرم مولکولی ترکیب‌های شیمیایی و اطلاعاتی دربارهٔ ساختار آنها به‌دست می‌آید.

عدد اتمی **atomic number** ۱۱

به تعداد پروتون‌های موجود در هستهٔ یک اتم گفته می‌شود.

عدد اکسایش **oxidation number** ۸۰

به بار ظاهری اتم یک عنصر در مولکول یک ترکیب (به فرض انتقال کامل الکترون به سمت اتمی با الکترونگاتیوی بیشتر) گفته می‌شود که از آن برای ردیابی الکترون‌ها طی واکنش‌های شیمیایی استفاده می‌شود.

عدد کوانتومی مغناطیسی اسپین الکترون **electron spin magnetic quantum number** ۲۴

عددی است که جهت‌گیری الکترون‌ها در یک اوربیتال را مشخص می‌کند.

عدد کوانتومی اصلی (n) **principal quantum number** ۲۰

عددی است که لایه‌های اصلی انرژی یک الکترون را در اتم مشخص می‌کند.

عدد کوانتومی اوربیتالی (l) **orbital quantum number** ۲۱

عددی است که زیر لایه‌های موجود در یک لایهٔ الکترونی اتم را مشخص می‌کند.

عدد کوانتومی مغناطیسی (m_l) **magnetic quantum number** ۲۲

عددی است که اوربیتال‌های تشکیل‌دهندهٔ یک زیرلایه را مشخص می‌کند.

عدد کوئوردیناسیون **coordination number** ۵۴

در یک جامد یونی به تعداد نزدیک‌ترین یون‌های با بار ناهم‌نام موجود پیرامون یک یون گفته می‌شود.

عدد جرمی **mass number** ۱۱

مجموع تعداد پروتون‌ها و نوترون‌های موجود در هستهٔ یک اتم است.

فسفرسانس **phosphorescence** ۶

از جمله خواص فیزیکی برخی مواد شیمیایی از قبیل فسفر، باریم سولفید و کلسیم سولفید است. این مواد نور با طول موج معینی را جذب کرده، آن را به‌صورت تابش با طول موج بلندتر نشر می‌کنند. مواد فسفرسانس پس از تاباندن نور محرک و قطع کردن آن مدت نسبتاً طولانی نورانی می‌مانند.

فلوئورسانس **fluorescence** ۴

بسیاری از اجسام تابش الکترومغناطیس با طول موج معینی را جذب می‌کنند و نور با طول موج بلندتری را نشر می‌کند.

فرمول تجربی **emperical formula** ۸۲

نوعی فرمول شیمیایی است که افزون بر نوع عنصرهای سازنده، ساده‌ترین نسبت آنها را در یک ترکیب نشان می‌دهد.

فرمول ساختاری **structural formula** ۸۳

نوعی فرمول شیمیایی است که افزون بر نوع و تعداد اتم‌ها، چگونگی اتصال اتم‌ها را در مولکول نشان می‌دهد.

فرمول مولکولی **molecular formula** ۸۲

نوعی فرمول شیمیایی است که نوع و تعداد دقیق اتم‌ها را در یک مولکول نشان می‌دهد.

فلزهای قلیایی **alkaline metals** ۳۴

عنصرهای گروه نخست جدول تناوبی عنصرها هستند و آرایش الکترونی لایهٔ ظرفیت آنها به ns^1 پایان می‌یابد.

فلزهای قلیایی خاکی **alkaline earth matals** ۳۶

عنصرهای گروه دوم جدول تناوبی عنصرها هستند و آرایش الکترونی لایهٔ ظرفیت آنها به ns^2 پایان می‌یابد.

فوتون **photon** ۱۹

به عبارتی ذرهٔ سازندهٔ نور است. یک بستهٔ انرژی که مقدار آن به طول موج نور بستگی دارد.

فولرن‌ها **fullerenes** ۹۷

تنها آلوتروپ مولکولی کربن که مولکول‌های آن کروی شکل و قفس‌مانند هستند. C_{60} یا باکی‌بال شناخته شده‌ترین فولرن است.

قاعدهٔ هشتایی **octet rule** ۴۹

اتم‌ها تمایل دارند که با تبادل یا به اشتراک گذاشتن الکترون تعداد الکترون‌های لایهٔ ظرفیت خود را به هشت برسانند و به این ترتیب به آرایش الکترونی گاز نجیب پیش یا پس از خود دست یابند.

قانون تناوبی **periodic law** ۳۲

هرگاه عنصرها برحسب افزایش عدد اتمی مرتب شوند خواص شیمیایی و فیزیکی آنها به‌صورت تناوبی تکرار می‌شود.

قلمرو الکترونی **electron domain** ۸۵

بـه نـاحیهٔ اطراف اتم مـرکزی گفته مـی‌شود کـه همهٔ الکترون‌هـای پیوندی یا ناپیوندی متعلق بـه آن را دربـر می‌گیرد.

قلیا **alkali** ۳۴

ترکیب‌های فلزهای قلیایی یا قلیایی خاکی که دارای گروه $OH-$ هستند و محلول آنها می‌تواند چربی‌ها را در خود حل کند.

کاتیون **cation** ۴۹

یونی دارای بار الکتریکی مثبت

گروه **group** ۴۷

به عنصرهای موجود در یک ستون از جدول تناوبی گفته می‌شود. این عنصرها خواص شیمیایی مشابهی دارند.

گروه آلکیل **alkyl group** ۹۹

بنیانی است که از کم کردن یک اتم هیدروژن از یک مولکول آلکان به‌دست می‌آید.

گروه عاملی **functional group** ۱۰۵

اتم یا گروهی از اتم‌ها که وجود آنها در یک مولکول آلی در مقایسه با آلکان نظیر خواص فیزیکی و شیمیایی ویژه و منحصر به فردی به ترکیب مورد‌نظر می‌دهد.

لانتانیدها **lanthanides** ۴۲

۱۴ عنصر که پس از عنصر لانتان ($_{57}La$) قرار می‌گیرند و در آنها، اوربیتال‌های 4f درحال پر شدن هستند.

لایهٔ الکترونی **electron shell** ۲۱

به مجموعه‌ای از اوربیتال‌ها گفته می‌شود که عدد کوانتومی اصلی آنها یکسان است.

مولکول قطبی **polar molecule** ۹۰

مولکولی است که دارای پیوندهای قطبی است و قطبی بودن این پیوندها در کل، دو قطب مثبت و منفی روی مولکول ایجاد می‌کند.

مولکول ناقطبی **non - polar molecule** ۹۰

مولکولی است که دارای پیوندهای ناقطبی است یا پیوندهای قطبی آن در مولکول طوری قرار گرفته‌اند که در کلِ مولکول دو قطب مثبت و منفی مشاهده نمی‌شود.

نظریهٔ دافعهٔ زوج الکترون‌های لایهٔ ظرفیت (VSEPR)

Valance Shell Electron Pairs Repulsion ۸۵

بنا به این نظریه، زوج الکترون‌های پیرامون اتم مرکزی تا آن‌جا که ممکن است دور از یک‌دیگر قرار می‌گیرند به‌طوری که نیروهای دافعهٔ الکترونی به کمترین مقدار ممکن برسد.

نمک آبپوشیده **hydrated salt** ۶۰

نمک آبدار، ترکیبی یونی است که در آن مولکول‌های آب در شبکهٔ بلوری به دام افتاده‌اند یا تعدادی از آنها با یون‌های مثبت پیوند داتیو ایجاد کرده‌اند.

نوترون **neutron** ۱۱

یکی از ذره‌های سازندهٔ هستهٔ اتم که بار الکتریکی ندارد و عدد جرمی آن یک است.

نوکلئون **nucleon** ۱۱

به ذره‌هایی مانند پروتون یا نوترون گفته می‌شود که در هستهٔ اتم قرار دارند.

نیروی دوقطبی ـ دوقطبی **dipole - dipole force** ۹۱

از جمله نیروهای جاذبه‌ای موجود میان مولکول‌های قطبی است.

نیروهای وان‌دروالس **Van der Walls forces** ۸۹

نوعی نیروی جاذبهٔ بین مولکولی است. این نیرو در میان همهٔ مولکول‌ها وجود دارد ولی در ترکیب‌های مولکولی ناقطبی نیروی جاذبه‌ای مهمی به‌شمار می‌آید.

نیروهای نشری لوندون **London dispersion forces** ۹۰

از جمله نیروهای ضعیف بین‌مولکولی است. نوعی جاذبه میان دوقطبی‌هایی است که بر اثر برهم خوردن توزیع الکترون در مولکول‌های ناقطبی ایجاد می‌شوند. به این دوقطبی‌ها القایی می‌گویند.

یون‌های چنداتمی **polyatomic ion** ۵۸

به یون‌هایی گفته می‌شود که از دو یا بیش از دو اتم یکسان یا متفاوت تشکیل شده است.

یون تک‌اتمی **monoatomic ion** ۵۰

به یونی گفته می‌شود که تنها از یک اتم تشکیل شده است.

منابع و مآخذ

1– Silberberg, M. S. , Principles of General Chemistry , Mc GrawHill, 2007.

2– Lister, T. ,Renshaw, J. ,Understanding Chemistry, Nelson Thornes, 2000.

3– Reger, D. L. ,Goode, S. R. Ball, D.W., Chemistry, Brooks/Cole, 2010.

4– Tro N. ,Chemistry in Focus, Brooks/Cole, 2009.

5– Eubanks, L. P. ,Middlecamp, C. H., Heltzel, C. H., Keller, S. W., Chemistry in Context, ACS, 2009.